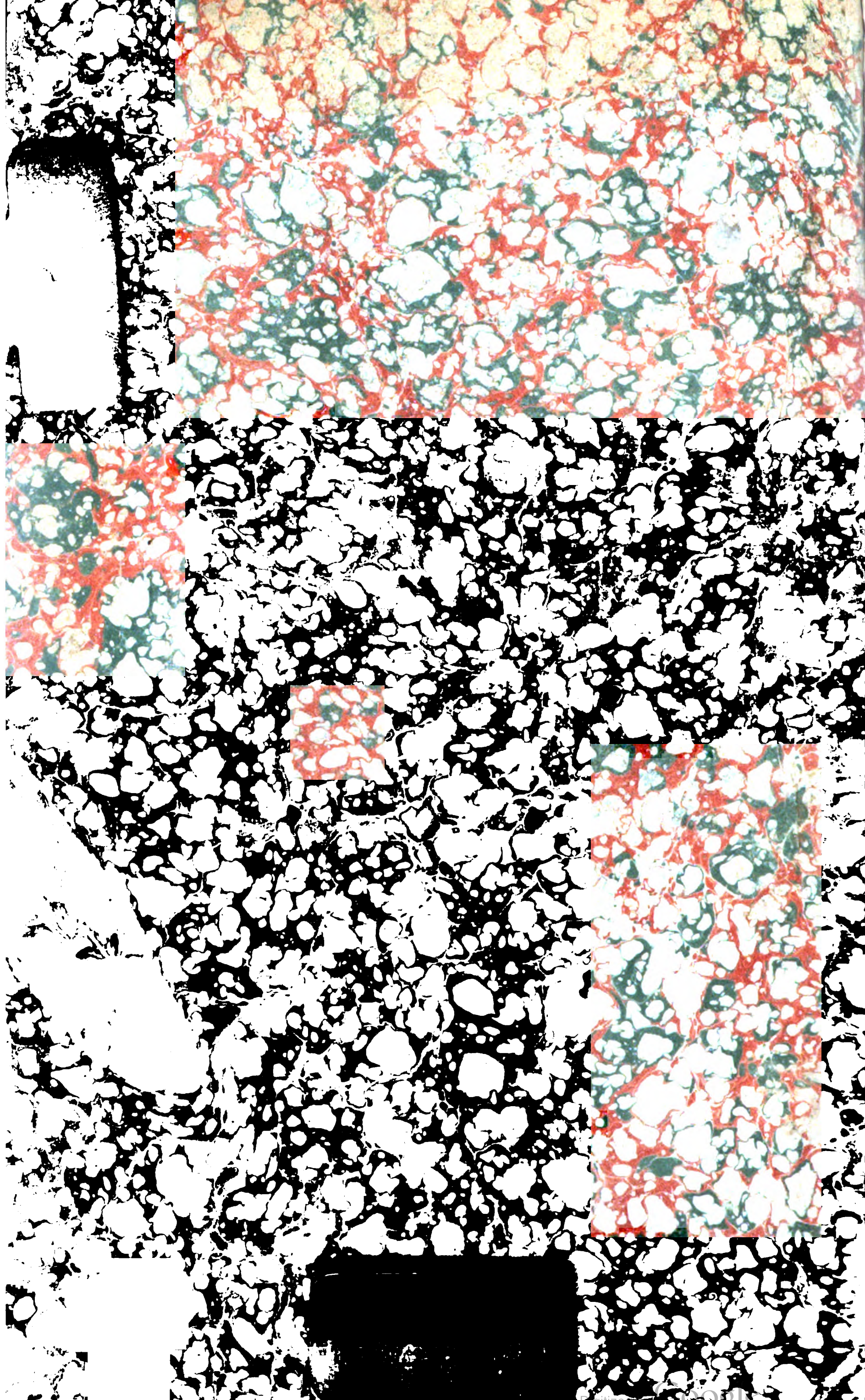






# LEÇONS

DE

# CHIMIE ÉLÉMENTAIRE.

---





Corbeil, typogr. et stéréot. de Crété.

# LEÇONS

DE

# CHIMIE ÉLÉMENTAIRE

APPLIQUÉE

## AUX ARTS INDUSTRIELS

PAR

**M. J. GIRARDIN,**

Doyen et professeur de chimie de la Faculté des sciences de Lille,

Membre correspondant de l'Institut impérial de France,

Officier de la Légion d'honneur,

Commandeur de l'Ordre impérial du Lion et du Soleil de Perse, etc.

« La science ne devient tout à fait utile
« qu'en devenant vulgaire. »

QUATRIÈME ÉDITION

entièrement refondue,

AVEC FIGURES ET ÉCHANTILLONS DE TEINTURES ET D'INDIENNES
INTERCALÉS DANS LE TEXTE.

I

CHIMIE INORGANIQUE




PARIS

LIBRAIRIE VICTOR MASSON

PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE

1860

A SON EXCELLENCE

# MONSIEUR ROULAND,

MINISTRE SECRÉTAIRE D'ÉTAT AU DÉPARTEMENT DE L'INSTRUCTION PUBLIQUE
ET DES CULTES, SÉNATEUR, GRAND OFFICIER DE L'ORDRE IMPÉRIAL
DE LA LÉGION D'HONNEUR, ETC.

Hommage de respect, d'affection et de reconnaissance.

J. GIRARDIN.




# AVERTISSEMENT

La quatrième édition des LEÇONS DE CHIMIE ÉLÉMENTAIRE que j'offre aujourd'hui au public industriel, ne diffère pas, quant à la forme, des trois premières qui ont été épuisées si rapidement ; mais elle a été augmentée de tous les faits intéressants, des théories ingénieuses dont la science et la technologie se sont enrichies dans ces dernières années. C'est surtout pour l'exposé des procédés des fabriques, des modes d'essais des drogues commerciales, et pour l'étude des matières tinctoriales, que les additions ont été le plus considérables.

Ces LEÇONS, dont j'ai voulu conserver le caractère primitif, ont été faites et rédigées, dans l'origine, pour les ouvriers et pour *tous ceux qui ne savent rien;* le nombre en est grand.

Ce qui manque généralement, en France, ce ne sont ni les Traités savants, ni les livres à l'usage des jeunes gens qui ont joui des bienfaits d'une éducation classique, mais les ouvrages, plus modestes, à la portée des agents inférieurs de l'industrie et du commerce. Ces derniers, dépourvus d'une instruction scientifique première, seraient déshérités à tout jamais des avantages que la science procure à tous les hommes, si l'on n'écrivait pas spécialement pour eux, en un langage qu'ils puissent aisément comprendre.

J'ai donc dû faire tous mes efforts pour ne pas déroger à cet axiome que j'avais placé en tête de ma première édition :

LA SCIENCE NE DEVIENT TOUT A FAIT UTILE QU'EN DEVENANT VULGAIRE.

Je n'ai rien négligé pour que cette quatrième édition fût digne de la faveur qui a accueilli mon livre dès son début, et pour qu'elle justifiât sa destination spéciale, son application aux arts industriels. J'ai mis d'autant plus de soins à reviser ces Leçons, que la bienveillance du public a été plus grande à mon égard ; il y avait pour moi un devoir de reconnaissance à remplir, devoir tout aussi impérieux que le sentiment naturel qui pousse un auteur à polir son œuvre, et à la rendre le moins imparfaite possible. Puissé-je avoir satisfait convenablement à cette double condition.

LILLE, mars 1860.

J. GIRARDIN.

# LEÇONS

DE

# CHIMIE ÉLÉMENTAIRE

---

# CHIMIE MINÉRALE

---

## PREMIÈRE LEÇON

### NOTIONS GÉNÉRALES.

**SOMMAIRE. — Définitions. — Distinction des corps en animaux, végétaux et minéraux. — Molécules, particules, pores. — Cohésion. — État des corps : solides, liquides, gaz. — Distinction des corps en simples et composés. — Éléments métalliques et non métalliques. — De l'analyse et de la synthèse. — Des réactifs. — De la combinaison chimique. — Force qui la détermine ; affinité.**

C'est dans les Indes, en Chine, dans l'ancienne Égypte et la Chaldée qu'apparurent, Messieurs, les premières notions de la science qui porte le nom de CHIMIE, pratiquée alors avec mystère sous le nom d'*art sacré* ou *divin*. Les premiers ouvrages qu'on connaisse sur cette science nous viennent des Byzantins et des Arabes, qui, pour donner une haute idée de leurs travaux, imaginèrent de publier qu'ils possédaient la doctrine et les secrets des anciens Egyptiens, et attribuèrent même les livres qu'ils composaient à Hermès, considéré comme l'inventeur des sciences. De là le nom de *Science hermétique*, et, un peu plus tard, celui de *Chimie*, dérivé du mot *Chim* ou *Chem*, par lequel on désigna d'abord l'Égypte.

C'est à la suite du mouvement produit par les Croisades, vers le treizième siècle, que les connaissances chimiques pénétrèrent en Europe ; mais elles y furent bientôt envahies par les idées les plus

extravagantes et les plus folles. Pendant trois siècles, la chimie ou l'*alchimie*, comme on disait alors, ne consista plus que dans la recherche de l'or, et tout se réduisit à la découverte de la *poudre de projection*, qui devait changer le plomb, le cuivre, l'étain en ce métal précieux.

Le règne de l'alchimie se prolongea jusqu'à la fin du seizième siècle, mais ce n'est véritablement que dans la dernière moitié du dix-huitième que la chimie a pris rang parmi les sciences exactes. Une fois l'impulsion donnée par les immortels travaux de Lavoisier, elle grandit tout d'un coup, et, depuis cinquante ans, elle n'a cessé de progresser. Aujourd'hui, elle offre un magnifique développement, et, lorsqu'on l'étudie, on ne sait ce que l'on doit le plus admirer, de l'ensemble et de la disposition scientifique de toutes les parties, ou des nombreuses applications pratiques auxquelles elles peuvent conduire.

Nous dirons plus tard les principales de ces applications. Pour le moment, voyons les principes fondamentaux qui peuvent seuls les provoquer.

Dans l'état actuel des connaissances humaines, l'objet de la chimie est l'étude des différents modes d'action que les corps exercent les uns sur les autres, et la découverte de leur constitution intime. La chimie pénètre donc dans l'intérieur des corps pour en isoler les divers matériaux; elle les détruit. Mais là ne se borne pas sa puissance : elle peut, par des moyens aussi simples que nombreux, reproduire ces corps avec tous leurs caractères primitifs, et présider ainsi à de nouvelles créations.

Une science dont le pouvoir est si grand et les résultats si magiques a dû, dans tous les temps, exciter à un haut degré l'intérêt et faire naître l'admiration chez ceux qui ne sont point familiers avec ses mystères. Mais ce qui augmente encore l'attrait que son étude inspire, c'est la conscience qu'on acquiert bientôt de son utilité, en voyant les autres sciences, la médecine, l'hygiène publique, l'industrie et les beaux-arts, venir tour à tour lui emprunter des enseignements et réclamer son secours.

Combien est vaste, en effet, le domaine de la chimie! Il comprend tous les phénomènes que nous présente la nature dans l'immense variété de ses productions, et tous les procédés des arts que nous devons à l'industrie de l'homme.

L'utilité et l'étendue de cette science expliquent le désir, aujourd'hui si général, de pénétrer ses secrets, et le peu de connaissances réelles qu'on en trouve répandues dans le monde.

C'est pour satisfaire à ce besoin d'études positives que ressent notre époque; c'est pour initier un plus grand nombre de personnes à la connaissance de l'une des sciences qui sert le plus

l'humanité, que nous avons créé, dès 1835, un enseignement élémentaire accessible à tous les esprits.

Dans les leçons qui vont suivre, nous nous appliquerons à présenter les faits dégagés de tout l'attirail des hypothèses prétentieuses qui en troublent souvent l'intelligence, et, sans nous astreindre au joug si despotique des classifications, nous chercherons à être clair et concis plutôt que savant. Elles auront ainsi, nous le croyons du moins, l'avantage de répandre partout des notions exactes, de détruire des préjugés nombreux, si funestes à la prospérité de l'industrie, et de disposer les esprits à un enseignement plus élevé, qui, jusqu'ici, a été circonscrit dans des limites trop restreintes.

Notre mission est belle, Messieurs, et nous espérons que votre attention bienveillante viendra seconder les efforts que nous sommes disposé à faire pour la bien remplir.

Nous venons de dire le but de la chimie; voyons comment elle procède, et d'abord examinons les corps sur lesquels le chimiste opère.

Lorsqu'on étudie avec un peu d'attention les êtres variés qui se trouvent à la surface ou dans le sein de la terre, on reconnaît bientôt qu'on peut les partager en trois grandes classes. Les uns, doués du mouvement, pourvus de la volonté qui le dirige, naissent d'êtres dont ils reproduisent les caractères, et meurent après une période plus ou moins longue, c'est-à-dire cessent d'accomplir les actes par lesquels ils manifestaient leur existence. Ce sont les ANIMAUX.

D'autres, qui paraissent aussi doués de vitalité, qui naissent d'individus analogues et meurent au bout d'un certain temps, comme les animaux, s'en distinguent essentiellement, en ce qu'ils sont forcés de vivre au lieu même où leur existence a commencé, et qu'ils sont privés de cette volonté qui préside aux différents actes de la vie. On les nomme **VÉGÉTAUX**.

Enfin, une troisième classe d'êtres naturels comprend ceux chez lesquels on ne peut distinguer aucun principe de vie, qui sont inhabiles à se reproduire à la manière des premiers; ils existent de toute éternité, et conservent le même aspect toutes les fois que les circonstances extérieures dans lesquelles ils sont placés ne changent pas. Ces derniers sont les CORPS BRUTS ou les **MINÉRAUX**.

Tout corps est formé par la réunion d'une multitude de particules de même nature que lui, et chacune de ces particules, prise isolément, possède toutes les propriétés du corps dont elle provient. C'est ainsi qu'en divisant en huit ou dix parties, en cinquante ou en cent parties, un morceau de bois ou un fragment de sucre,

vous retrouvez toujours, dans chacune de ces parties isolées. quelle que soit d'ailleurs sa petitesse, les caractères du bois ou du sucre. Si vous poursuivez cette division d'un corps aussi loin qu'elle peut s'étendre par des moyens mécaniques, vous arrivez à une ténuité extrême, mais qui n'est pas toutefois le dernier terme de la divisibilité, comme je vais vous le démontrer.

Voici de l'eau dans laquelle j'ai fait préalablement fondre ou *dissoudre* du sel de cuisine. J'en prends une goutte qui ne doit, n'est-ce pas? renfermer qu'une bien petite quantité de ce sel. Je la mêle à une grande masse d'eau pure, et j'agite. N'est-il pas évident que chaque goutte de cette masse renferme maintenant un peu du sel qui était contenu dans la première goutte salée? Le sel a donc dû éprouver une bien grande division pour se répartir ainsi en égale quantité dans toute la masse de l'eau. Et pour vous prouver que cet effet a eu lieu, je n'aurai besoin que de verser dans une partie de ce liquide une goutte d'une liqueur qui aura la propriété de faire précipiter sous forme solide le sel divisé qui s'y trouve. C'est ce que je fais, et vous voyez apparaître au sein de l'eau des flocons blancs, opaques et solides, qui attestent bien qu'il y a là un corps particulier en dissolution; car dans l'eau tout à fait pure aucune apparence semblable ne se manifeste par l'addition de la liqueur précipitante.

Eh bien! à ces parties si ténues d'un corps, qui échappent à la vue, on a donné le nom de MOLÉCULES.

Nous dirons donc qu'un corps est formé de MOLÉCULES (1), que ces molécules sont *similaires* ou semblables entre elles, et nous conserverons le nom de *particules* aux agglomérations de molécules encore assez grandes pour être perceptibles à l'œil, et qu'on obtient par la division mécanique.

Ne croyez pas, toutefois, Messieurs, que les molécules, dans un corps, soient placées immédiatement les unes sur les autres; même dans les corps les plus compactes, elles laissent entre elles des vides plus ou moins grands. Un morceau de craie ou de pierre calcaire qu'on arrose d'eau, absorbe le liquide avec promptitude, sans acquérir pour cela de plus grandes dimensions. Or, comme la matière est impénétrable, c'est-à-dire qu'un corps ne peut se placer dans la portion de l'espace qui est actuellement occupée par un autre, il faut bien, pour expliquer cette pénétration d'eau dans l'intérieur de la pierre, concevoir que l'eau se loge dans des vides qui se trouvent entre les molécules solides de la pierre. L'éponge qu'on immerge dans l'eau produit un phénomène ana-

(1) *Molécule* veut dire *petite masse.*

logue ; il est seulement plus apparent en raison de la grandeur des intervalles qui séparent ses fibres. Si les corps se laissent comprimer, c'est-à-dire réduire à un moindre volume apparent, s'ils diminuent également de volume quand on les refroidit, c'est qu'évidemment les molécules se refoulent les unes sur les autres, et peuvent alors former une masse plus serrée. Ces vides, ces intervalles qui isolent ainsi les molécules des corps, sont ce qu'on appelle des Pores, et cette disposition est si générale, qu'on en a fait une propriété essentielle de la matière, sous le nom de Porosité.

Dans un corps, quel qu'il soit, il y a donc deux choses à considérer : les *pores*, plus ou moins apparents; et les *molécules* solides, matérielles, plus ou moins nombreuses, plus ou moins pesantes.

Le *volume* d'un corps est la place qu'il occupe dans l'espace, sous les trois dimensions, hauteur, longueur, largeur, tant par ses pores que par ses molécules.

Le *poids spécifique* ou la *densité* d'un corps est le poids de l'unité de volume de ce corps. Supposons, par exemple, que nous ayons mesuré avec soin un décimètre cube de chacune des matières suivantes : plomb, fer, cuivre, bois, craie, esprit de vin, huile, eau, etc., et que nous pesions tous ces décimètres cubes les uns après les autres, en nous servant, comme d'un point de comparaison ou comme unité, du poids du décimètre cube d'eau; les poids différents que nous trouverons seront les *poids spécifiques* ou les *densités* du plomb, du fer, du cuivre, etc. — On peut donc dire que le *poids spécifique* ou la *densité* d'un corps est le rapport de son poids à son volume, car ce rapport exprime évidemment le poids de l'unité de volume. Il suit de là que lorsqu'on dit qu'un corps est plus *pesant* ou plus *dense* qu'un autre, on entend qu'à *volume égal* il pèse plus que lui.

Une réflexion bien simple et très-naturelle doit se présenter tout d'abord à votre esprit. Vous devez vous demander comment il se fait que les molécules d'un corps soient réunies les unes aux autres, de telle sorte qu'il faille employer un certain effort pour opérer leur séparation. Eh bien ! on attribue ce rapprochement à l'action d'une force particulière dont la nature est inconnue, mais dont les effets indiquent positivement l'existence; et, comme il faut des mots pour peindre les idées, on a donné à cette force occulte le nom de Cohésion.

C'est donc la Cohésion qui réunit, qui rapproche les molécules des corps; mais son action n'a pas la même intensité dans tous. Ainsi, comme vous le savez déjà, le verre, le bois, le fer ne se brisent pas avec la même facilité; le fer résiste plus que le bois, le bois plus que le verre; cela démontre bien que la cohésion qui

unit les molécules du fer est beaucoup plus énergique que celle qui tient rapprochées les molécules du bois, et, à plus forte raison, que les molécules du verre.

C'est aux variations de cette force moléculaire, que nous appelons COHÉSION, qu'il faut évidemment rapporter les différents états qu'affecte la matière. Elle se présente à nous sous trois états distincts, dont vous avez tous déjà une idée assez nette. Tantôt elle est *solide*, comme le bois, la pierre ; tantôt elle est *liquide*, comme l'eau, le lait, le sang; d'autres fois, elle est *gazeuse*, c'est-à-dire invisible, comme l'air qui nous entoure.

Le même corps peut quelquefois affecter simultanément ces trois formes. L'eau en est un exemple frappant. Nous la connaissons, en effet, à l'état de glace ou de neige, c'est-à-dire solide ; à l'état liquide, et à l'état de vapeur invisible ou de *gaz*. L'air que nous respirons contient toujours de la vapeur d'eau, et ce qui le prouve, c'est qu'en mettant dans un vase dont l'extérieur est bien sec une certaine quantité de glace et de sel, on voit bientôt une légère couche de givre se former à la surface externe du vase.

Du reste, nous pouvons facilement faire passer l'eau de l'une de ces formes à l'autre. La glace échauffée ne tarde pas à fondre et à donner un liquide qu'une nouvelle dose de chaleur réduit complétement en vapeur; cette vapeur refroidie se transforme bientôt en gouttelettes liquides, qu'un plus grand abaissement de température congèle ou solidifie, ainsi que vous venez de le voir.

A chaque instant, de pareils phénomènes se passent sous nos yeux. De la surface des mers, des rivières, des ruisseaux, s'élève incessamment dans les airs une immense quantité de vapeurs aqueuses ; suspendues dans ces hautes régions, elles produisent les nuages, les brouillards, et, dans certaines circonstances, elles retombent sous forme de pluie, de neige, ou de grêle ; les mêmes causes ramènent les mêmes effets, en sorte que rien n'interrompt la succession de ces phénomènes si curieux, dont l'étude se rattache à la physique générale.

Bien d'autres corps possèdent, comme l'eau, la faculté de prendre ces trois états différents. Mais il en est beaucoup qui n'en affectent que deux ; d'autres même ne s'offrent que sous un seul. Les os des animaux sont toujours solides, et nous ne pouvons, sans les altérer profondément, les faire changer de forme ; le plomb, habituellement solide, peut devenir liquide par l'action du feu, mais nos moyens sont impuissants pour le réduire en vapeur ; l'esprit de vin, que nous voyons ordinairement à l'état liquide, ne peut être solidifié, mais la plus légère chaleur suffit pour le convertir en gaz. L'air au milieu duquel nous agissons

conserve éternellement sa forme gazeuse, et beaucoup d'autres espèces d'*airs* sont dans le même cas.

Dans les circonstances ordinaires, les solides sont les plus nombreux à la surface de la terre; viennent ensuite les liquides. Quant aux gaz proprement dits, leur nombre est assez restreint, puisqu'il ne va pas au delà de trente.

Le mot GAZ, dont l'origine est allemande, et qui signifie *Ame*, *Esprit* (1), a été introduit dans la science par Van Helmont, célèbre chimiste flamand, né à Bruxelles en 1577, et mort en 1644. Il s'en servit pour désigner la vapeur qui se dégage pendant la combustion du charbon et pendant la fermentation du raisin. Plus tard, il l'appliqua à toute substance invisible qui sort des corps, soit par l'action du feu, soit par les réactions chimiques. Macquer, célèbre chimiste français du dix-huitième siècle, a consacré ce terme, dans le langage de la chimie moderne, à toutes les espèces d'*airs* différentes de l'air atmosphérique que nous respirons; ce dernier seul a gardé le nom univoque d'*air*. Ainsi, l'air qui se dégage avec bruit de la bière et du vin de Champagne est un *gaz* nommé *gaz carbonique;* celui qui pique si désagréablement le nez lorsqu'une allumette soufrée prend feu, en est une autre espèce qu'on appelle *gaz sulfureux;* celui qui jaillit en gerbes de feu dans les réverbères de nos rues, dans les lampes de nos boutiques ou de nos théâtres, et qu'on retire du charbon de terre, est le *gaz hydrogène carboné*. Il y en a encore beaucoup d'autres que nous connaîtrons par la suite.

Dans les corps solides, l'intensité de la force de cohésion est très-variable; la limite de cette inégalité est désignée par les noms de *dureté* et de *mollesse*. — Un corps solide est *tenace*, *ductile*, lorsque, par le moyen d'une force extérieure puissante, ses molécules peuvent être portées en diverses directions et positions, et qu'elles y persévèrent après que l'action a cessé. Il est *cassant*, lorsqu'il présente des caractères contraires. Il est *élastique*, lorsque, par une pression extérieure, ses molécules prennent une position différente, mais retournent dans leur position primitive dès que cette pression a cessé.

Dans les corps liquides, la force de cohésion est très-peu considérable, puisqu'il ne faut qu'une force très-faible pour causer un déplacement de leurs particules. Celles-ci prennent toujours la forme des vases qui les contiennent, et quand elles sont en repos, elles affectent une surface horizontale.

Les corps gazeux ou aériformes n'ont pas la moindre cohérence : voilà pourquoi leurs molécules sont toujours très-écartées les

(1) *Gaz*, ou plutôt *gas*, comme l'écrivait Van Helmont, dérive du mot allemand *Gahst* ou *Geist*, qui signifie *esprit*.

unes des autres, et pourquoi elles tendent continuellement à s'éloigner de plus en plus ; et, en effet, on est obligé de les renfermer dans des vases pour s'opposer à leur dispersion dans l'espace. — La tendance que présentent les particules d'un corps gazeux à s'isoler, se nomme l'*élasticité* des corps aériformes ; cette élasticité décroît à mesure que les molécules s'éloignent les unes des autres ; elle augmente, au contraire, en raison de leur rapprochement. On peut la mesurer par la pression que leurs particules exercent sur les corps qui les avoisinent. Lorsque cette pression est augmentée dans une certaine limite, il arrive parfois que les molécules gazeuses se rapprochent assez pour que la force de cohésion se manifeste ; dans ce cas, les gaz abandonnent l'état aériforme et deviennent liquides ou même solides.

Il y a nécessairement une cause qui apporte des modifications dans l'énergie avec laquelle agit la force de cohésion dans les différents corps. Cette cause, c'est le CALORIQUE. Pour s'en convaincre, il suffit de remarquer qu'en exposant des corps solides ou liquides à l'action du feu, on les fond ou on les réduit en vapeur, et que, lorsqu'on soustrait ensuite ces corps ainsi liquéfiés ou gazéifiés à cette action, ils reprennent leur état primitif.

Si, par exemple, je prends un morceau de plomb, et si je le chauffe dans un de ces vases coniques en grès qu'on appelle *Creuset* (*fig.* 1) dans les laboratoires, je vais immédiatement diminuer la cohésion qui retenait ses molécules enchaînées les unes aux autres, et faire passer ce corps solide à l'état liquide : le plomb sera *fondu*, comme on dit habituellement.

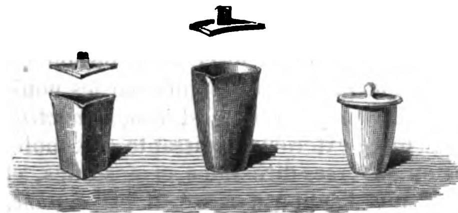


*Fig.* 1.

Si, d'un autre côté, je chauffe, même très-légèrement, dans ce petit ballon en verre (*fig.* 2) de l'*éther*, ce liquide d'odeur si pénétrante qu'on fait respirer aux personnes qui se trouvent mal, la chaleur va tellement écarter ses molécules, qu'il prendra la forme de gaz et deviendra invisible.

Laissons maintenant le plomb liquéfié, l'éther gazéifié revenir à la température ordinaire, leurs molécules vont se rapprocher de plus en plus, si bien que ces corps reprendront leur état primitif.

Il suit donc de là que l'état des corps dépend d'une lutte continuelle entre la force de cohésion qui tend à rapprocher les mo-

lécules, et la chaleur qui tend au contraire à les éloigner, en sorte que les corps sont solides, liquides ou gazeux, suivant les circonstances de cette lutte. Quand le calorique prédomine sur la force de cohésion dans un corps, celui-ci est gazeux ; il est solide dans le cas contraire ; enfin, il est liquide quand les deux forces se font mutuellement équilibre.

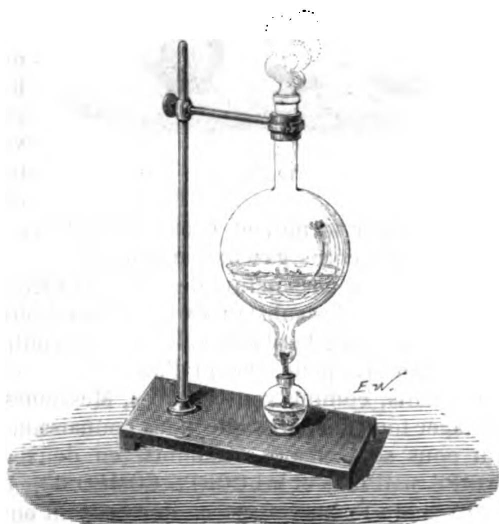


*Fig. 2.*

La faculté d'un corps liquide ou solide à prendre l'état aériforme, sous certaines conditions, est appelée la *volatilité*. Les corps solides ou liquides, qui ont pris l'état aériforme, se nomment *vapeurs*.

Les gaz qui peuvent être amenés par la pression à l'état liquide ou solide sont dits *gaz coercibles ;* ceux qui conservent invariablement leur état de fluide élastique sont dits *gaz permanents*. Le nombre de ceux-ci diminue de plus en plus à mesure que nos moyens de compression ou de produire du froid se perfectionnent, et tout prouve qu'un jour il n'y aura plus de gaz qu'on ne puisse liquéfier et même solidifier.

Il est facile de constater, par la seule observation des faits, que tous les corps de la nature ne sont pas formés d'une seule et même matière. Vous distinguez tous, par exemple, le plomb du cuivre, le cuivre du fer; vous ne confondez pas non plus l'un avec l'autre le bois, l'eau, la craie, le sable ; et les propriétés différentes que vous reconnaissez à ces divers corps, vous conduisent à penser que la nature intime de la matière qui les compose doit varier pour chacun d'eux. Lorsqu'on examine plus attentivement ces corps, on acquiert bientôt également la preuve que les uns ont une composition très-compliquée, tandis que celle des autres est aussi simple que possible.

Soumettez, par exemple, le plomb ou le fer soit à l'action du

feu le plus violent, soit à celle d'autres agents aussi énergiques, jamais vous ne parviendrez à en séparer autre chose que du plomb ou du fer. Placez le bois, au contraire, dans les mêmes circonstances, et vous en isolerez des gaz différents de l'air ordinaire, de l'huile, du charbon, etc.; chauffez la craie dans un de ces vases que les chimistes appellent *retorte* ou *cornue* (*fig.* 3) à cause de leur forme, et vous obtiendrez, dans ce cas, de la chaux et un corps gazeux particulier.

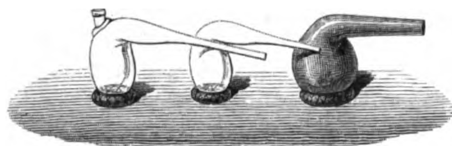


*Fig.* 3.

Que devez-vous conclure de tout ceci? Évidemment que le bois, la craie, sont des substances formées de plusieurs sortes de matières, tandis que le plomb et le fer n'en contiennent qu'une seule, mais différente pour chacun d'eux.

Ces faits, comme vous le voyez, Messieurs, nous conduisent à partager tous les corps que nous connaissons, de même que ceux qui nous sont encore inconnus, en deux grandes classes: les CORPS SIMPLES et les CORPS COMPOSÉS. Les premiers s'appellent encore ÉLÉMENTS, parce que ce sont eux qui, par leur réunion un à un, un à deux, etc., enfin toujours en petit nombre, concourent à la formation des seconds.

Pendant bien des siècles, on ne reconnut, sur l'autorité d'Empédocle, philosophe d'Agrigente, qui vivait 460 ans avant Jésus-Christ, que quatre matières élémentaires, à savoir: le FEU, l'AIR, la TERRE et l'EAU. Robert Boyle, chimiste irlandais, l'un des hommes les plus judicieux du dix-septième siècle (1), combattit le premier cette doctrine, et considéra les quatre éléments des anciens comme des corps complexes. La science moderne, avec ses méthodes rigoureuses d'expérimentation, a mis cette opinion de Boyle au rang des vérités le plus solidement établies, et a découvert, en revanche, d'autres CORPS SIMPLES ou ÉLÉMENTS, dont le nombre est aujourd'hui porté à 62. En voici les noms:

---

(1) Robert Boyle, né à Lismore, en Irlande, le 25 janvier 1626, mourut à Londres le 30 décembre 1691. « C'est l'un des hommes, dit Fourcroy, qui marquent le plus dans l'histoire de la science, l'un des créateurs de la philosophie expérimentale, et le précurseur de la chimie pneumatique ou des gaz. »

PREMIÈRE SÉRIE.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Aluminium. | Cuivre. | Mercure. | Ruthénium. |
| Antimoine. | Didyme. | Molybdène. | Sodium. |
| Argent. | Erbium. | Nickel. | Strontium. |
| Baryum. | Étain. | Niobium. | Terbium. |
| Bismuth. | Fer. | Or. | Thorium. |
| Cadmium. | Glucynium. | Osmium. | Titane. |
| Calcium. | Ilménium. | Palladium. | Tungstène. |
| Cérium. | Iridium. | Pélopium. | Uranium. |
| Chrôme. | Lanthane. | Platine. | Vanadium. |
| Cobalt. | Lithium. | Plomb. | Yttrium. |
| Colombium *ou* Tantale. | Magnésium. | Potassium. | Zinc. |
| | Manganèse. | Rhodium. | Zirconium. |

DEUXIÈME SÉRIE.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Arsenic. | Carbone. | Iode. | Silicium. |
| Azote. | Chlore. | Oxygène. | Soufre. |
| Bore. | Fluor. | Phosphore. | Tellure. |
| Brôme. | Hydrogène. | Sélénium. | |

Les éléments de la première série sont des *Métaux;* ceux de la deuxième série sont désignés sous le nom de *Corps non métalliques* ou de *Métalloïdes*. Cette division, commode pour l'étude, repose sur plusieurs caractères distinctifs qui appartiennent aux premiers, et qui manquent généralement aux seconds.

Ainsi par *Métal*, on entend un corps ordinairement très-lourd, opaque, doué d'un éclat très-vif, ou pouvant l'acquérir par le frottement ou le poli, et qui conserve cet éclat et ce brillant, même dans ses particules les plus ténues.

Par *Métalloïde*, on entend un corps simple, qui ne possède ni la pesanteur, ni l'éclat, ni le brillant propres au métal, et qui est translucide ou transparent, au moins dans le plus grand nombre des cas.

Cette distinction, il faut l'avouer, est loin d'être aussi rigoureuse qu'elle le paraît au premier abord; toutefois, elle a peu d'importance, aussi ne nous y arrêterons-nous pas.

Ce sont, comme nous l'avons dit, ces 62 éléments qui, par leur réunion un à un, ou deux à un, ou deux à deux, servent à former tous ces composés si variés, que la nature nous offre ou que notre habileté parvient à produire. La classe des corps composés est donc immense. Pour faciliter leur étude, on les subdivise en plusieurs groupes, d'après le nombre d'éléments qui les constituent, et on les appelle : *Binaires, Ternaires* ou *Quaternaires,* selon qu'ils sont formés de *deux*, ou de *trois* ou de *quatre* éléments.

Pour découvrir la nature propre des corps, pour distinguer les corps composés de ceux qui ne le sont pas, il faut nécessairement que la science nous fournisse des méthodes susceptibles d'une grande précision. L'une d'elles, qui a pour but d'isoler les composants d'un corps de manière qu'ils reparaissent avec les propriétés qui les caractérisent dans leur état primitif, porte le nom d'*Analyse*. L'autre, qui procède d'une manière inverse, en réunissant les éléments séparés d'un composé de manière à le reproduire tel qu'il existait d'abord, s'appelle *Synthèse*.

Nous avons dit précédemment que la craie, chauffée dans une cornue, donne tout à la fois un gaz et de la chaux vive. Eh bien ! en procédant ainsi sur la craie, en mettant en liberté ses deux principes constituants, on fait l'*analyse* de cette substance. Si, d'un autre côté, après avoir recueilli avec soin le gaz dégagé pendant la *calcination* de la craie, on le remet en présence de la chaux vive dans des conditions favorables, il ne tarde pas à s'y unir et à reproduire ainsi la craie primitivement détruite. Cette reproduction est la *synthèse*, et cette seconde opération sert, comme on voit, de preuve à la première, en démontrant que la craie est bien un composé *binaire*, qui a pour principes constituants la chaux et le gaz particulier qu'on nomme *Acide carbonique*.

Nous pouvons donc dire, en définitive, que l'*analyse* est l'art de décomposer les corps, et la *synthèse* celui de les recomposer.

Toute la science chimique consiste dans ces deux opérations : *séparer* et *réunir*.

Pour pratiquer l'analyse, le chimiste fait usage d'*Agents* et de *Réactifs*. Tout corps qui, d'une manière quelconque, donne le moyen d'opérer la séparation des parties constituantes d'un composé, est un *agent*. Ainsi, pour l'examen de la craie, nous venons d'employer l'intervention de la chaleur : la chaleur est donc un *agent* d'analyse.

Mais lorsque, au lieu de chercher à isoler complétement les différents principes constitutifs d'un composé, on se borne à constater leur présence, on met alors en œuvre des corps qui, par leurs effets respectifs sur chacun de ces principes, font apparaître une de leurs propriétés distinctives, et permettent ainsi de discerner leur nature diverse. Les corps qui agissent de cette manière sont désignés par le nom commun de *Réactifs*.

Un *réactif* est donc un corps qui, par son contact avec un autre, donne lieu à la production de certains signes ou phénomènes caractéristiques qui se montrent toujours les mêmes dans les mêmes circonstances.

Voici trois verres remplis d'eau ordinaire : dans le premier, j'ajoute quelques gouttes de vinaigre ; dans le second, un peu de sel de cuisine ; dans le troisième, de la potasse. Je verse ensuite

dans tous du sirop de violettes. Remarquez les phénomènes particuliers qui se manifestent dans ces trois cas. La couleur du sirop ne change pas dans le verre qui contient le sel de cuisine ; elle rougit sensiblement dans celui où se trouve le vinaigre ; elle prend une teinte verte dans celui où j'ai mis la potasse. Ce mode d'action du sirop de violettes, si différent pour chacun des corps dont j'ai fait choix, me révèle l'existence d'une substance distincte dans chacun des verres, si je l'eusse ignorée ; et comme, toutes les fois qu'un liquide contient de la potasse libre, le sirop de violettes présente cette altération remarquable dans sa couleur, ce passage du bleu au vert, j'en conclus qu'il peut servir à distinguer la potasse de toutes les autres substances qui ne présentent pas ce phénomène de coloration ; que c'est, en un mot, un *réactif* pour la potasse.

Voici, maintenant, une eau naturelle dans laquelle je soupçonne l'existence du fer, parce qu'elle a une saveur âpre, tout à fait analogue à celle de l'encre. Pour m'en assurer, je vais y verser quelques gouttes d'une décoction d'écorce de chêne ; aussitôt, comme vous le voyez, l'eau devient noire, et ce signe me suffit pour reconnaître qu'elle est ferrugineuse, car le fer seul a cette propriété de colorer en noir l'écorce de chêne et les autres substances astringentes. Ces substances sont donc un excellent *réactif* pour les dissolutions du fer.

Tout corps a ainsi son réactif propre : aussi, rien n'est plus facile que de reconnaître la composition des différentes substances qui se trouvent à la surface et dans les profondeurs du globe terrestre, ou qui forment son enveloppe aérienne. A l'aide d'un petit nombre d'*agents* et de *réactifs*, celui qui possède la science chimique peut donc pénétrer dans l'intérieur de tous les corps de la nature, les décomposer ou les reproduire à son gré.

Il est bon de savoir, dès à présent, que l'analyse qui procède par le moyen de la chaleur s'appelle *analyse par la voie sèche*, et qu'on appelle, par opposition, *analyse par la voie humide* celle qu'on effectue par l'intermédiaire des réactifs sur les substances en dissolution. — On distingue encore l'analyse en *qualitative* et en *quantitative*. Par la première, on constate simplement les différentes espèces de substances qui concourent à la formation d'un composé donné. L'analyse *quantitative* a pour objet, comme son nom l'exprime, de déterminer exactement la quantité ou le poids de chacune des substances indiquées par l'analyse *qualitative*.

Lorsque deux corps de nature différente sont en présence, dans des circonstances convenables, on remarque qu'ils s'unissent de manière à produire une substance nouvelle dans laquelle, chose surprenante ! on ne retrouve plus aucune des propriétés distinc-

tives des composants. Si nous prenons, par exemple, une certaine quantité de *potasse*, matière si caustique que son application sur la chair des animaux y fait naître subitement une plaie et une désorganisation complète, que son ingestion dans l'estomac détermine bientôt de violentes douleurs auxquelles succède une mort affreuse; si nous l'unissons avec une proportion convenable de ce liquide acide qui porte, dans le commerce, le nom d'*Huile de vitriol* ou d'*Acide sulfurique,* et qui, non moins énergique que la potasse, brûle, corrode, détruit toutes les matières organisées, à tel point que le bois, la paille, le coton, la chair qu'on y plonge, sont noircis et convertis aussitôt en charbon, nous obtiendrons de cette union un composé binaire qui n'aura presque pas de saveur, aucune action destructive sur les matières organisées, et qu'on pourra introduire en grande quantité dans l'estomac sans qu'il en résulte d'autre effet qu'une légère purgation. Ce nouveau corps est ce qu'on appelle le *Sel de Glaser* ou le *Sulfate de potasse*.

N'est-ce pas là quelque chose de bien étrange, de miraculeux même, que de voir ainsi des corps qui, libres, sont de puissants poisons, perdre leurs propriétés malfaisantes par leur union, et former alors une nouvelle substance que la médecine emploie avec succès pour rétablir la santé? Ce n'est là qu'un de ces mille exemples des prodiges que la chimie enfante avec une facilité qui n'est pas moins digne d'admiration que ses résultats.

L'acte dans lequel se forme un composé s'appelle COMBINAISON. On dit donc que deux corps se combinent lorsque, par leur rapprochement intime, ils perdent leurs caractères propres en donnant naissance à une substance pourvue de propriétés nouvelles. Quant à la cause qui détermine le phénomène de la COMBINAISON, les chimistes la rapportent à une force naturelle aussi inconnue dans sa nature que la COHÉSION, et à laquelle ils donnent depuis longtemps le nom d'AFFINITÉ.

Cette force, qui, de même que la cohésion, tend à rapprocher les molécules des corps, diffère essentiellement de cette dernière, en ce qu'elle agit toujours sur des parties hétérogènes ou différentes, et qu'elle donne naissance à des corps nouveaux dont les caractères ne rappellent plus ceux des matières qui les constituent; tandis que la cohésion, comme nous l'avons dit, exerce ses effets sur des molécules similaires, simples ou composées, et ne produit jamais que des masses cohérentes plus volumineuses ou plus compactes, mais de la même nature que celles qu'elle réunit ou rapproche. Ainsi, dans le plomb, c'est la *cohésion* qui unit les molécules les unes aux autres, tandis que, dans la craie, c'est l'*affinité* qui détermine l'union des molécules de la chaux avec celles du gaz particulier dont nous avons parlé.

L'intensité avec laquelle la COHÉSION et l'AFFINITÉ opèrent le rapprochement des molécules des corps est très-différente. Il ne faut que des moyens mécaniques pour faire cesser la cohésion d'un corps, et, en le divisant ainsi, on ne fait que changer son état sans altérer ses propriétés intimes. Du *soufre en canon* perd sa *cohérence* par la pulvérisation dans un mortier; mais, réduit ainsi en poudre fine ou à l'état de *fleur de soufre*, comme on dit communément, il n'a perdu aucune de ses qualités distinctives; il a toujours la même couleur, le même goût, la même insolubilité dans l'eau, la même combustibilité.

Pour détruire, au contraire, l'affinité qui réunit les parties constituantes d'un composé, il est nécessaire d'employer des agents très-énergiques qui, par leur action, changent complétement la nature et les propriétés primitives de ce composé. Tout à l'heure nous avons fait agir la chaleur sur la craie pour en séparer les deux principes qui la composent, et, en faisant intervenir l'action de cet agent si puissant, le calorique, nous avons totalement détruit cette substance et fait disparaître, par conséquent, toutes ses qualités essentielles. Nous n'aurions pu obtenir ce résultat par la division ou tout autre moyen mécanique.

Toutes les fois que deux ou plusieurs corps différents, placés en contact, entrent en *combinaison* par suite de cette *affinité* qui les sollicite les uns vers les autres, des phénomènes très-saillants naissent aussitôt; tels qu'un changement dans leur forme, leur densité, leurs autres propriétés physiques, c'est-à-dire l'odeur, la saveur, la couleur, et le résultat final de la combinaison est constamment homogène dans toutes ses parties.

Rien de semblable ne peut être observé lorsqu'il y a seulement *mélange* entre les corps qui sont en présence. Ceux-ci, même par leur contact le plus intime, ne donnent lieu à aucun des phénomènes indiqués, conservent leurs propriétés distinctives, et peuvent être isolés les uns des autres par des moyens purement mécaniques. C'est ainsi que le sable et la limaille de fer ne produisent qu'un *mélange*, alors même qu'ils sont réduits en fine poussière, parce que chacun d'eux garde invariablement ses caractères propres et qu'il est toujours possible de les séparer sans leur faire éprouver aucune altération. En effet, on isole très-bien le sable du fer au moyen d'un barreau aimanté sur lequel le dernier s'attache à l'exclusion du premier.

On ne peut donc, d'après ce qui précède, confondre les corps simplement mélangés avec ceux qui sont combinés, ou le *mélange* avec la *combinaison*, et il est encore facile de comprendre que rompre la cohésion d'un corps, c'est seulement le *diviser*, tandis que rompre l'affinité de ses molécules constituantes, c'est le *décomposer*.

Nous dirons donc que la *cohésion* est une force purement physique, tandis que l'*affinité* est une force absolument chimique.

Ce n'est jamais, au reste, qu'entre les dernières particules de la matière que s'exerce l'action chimique ou l'affinité; aussi ne peut-on suivre son action; on ne voit que les résultats qu'elle produit. Mais cette action chimique ne s'exerce pas avec la même facilité entre tous les corps de la nature; tous n'ont pas la même tendance à se combiner entre eux; il y en a qui manifestent une plus grande affinité pour certaines matières que pour d'autres, et voilà ce qui permet d'opérer la décomposition des corps composés les uns par les autres.

Si je verse, par exemple, du vinaigre sur de la craie (*fig.* 4), aussitôt une ébullition assez vive se produit par suite du dégagement du gaz carbonique uni à la chaux, et le vinaigre se combine à cette dernière pour former un nouveau composé. Pourquoi cette décomposition de la craie a-t-elle lieu? Uniquement parce que le vinaigre a plus d'affinité pour la chaux que le gaz carbonique, d'où résulte l'expulsion de celui-ci.



*Fig.* 4.

L'action mutuelle et réciproque des corps, la production de tous les phénomènes chimiques qui se passent au moment de leur contact dérivent donc, en définitive, de cette affinité qui anime les molécules de différente nature, de cette tendance relative qu'ils manifestent les uns pour les autres, ou de l'intensité avec laquelle s'exerce l'affinité ou l'action chimique.

Il semble, d'après cela, qu'il suffirait de connaître ces divers degrés d'intensité pour prédire à l'avance tous les cas possibles de combinaison ou de décomposition. Mais rien n'est moins vrai, parce que plusieurs circonstances, telles que la forme ou l'état des corps, leur condition électrique, la pression qui s'exerce sur eux, etc., viennent presque toujours troubler le jeu de l'affinité et en modifient, par conséquent, les résultats. Plus tard nous étudierons l'influence de ces causes perturbatrices, et nous saurons les nombreux moyens dont le chimiste dispose pour effectuer la combinaison des corps aussi bien que pour en faire l'analyse.

La puissance du chimiste, sous ce rapport, égale, en quelque sorte, celle du génie créateur dont le monde est l'ouvrage. Pierres, sels, eau, feu, lumière, tout est soumis à sa volonté, et dans ses mains tout se crée comme tout disparaît! Avec un petit nombre de matières élémentaires, il peut former des myriades de substances nouvelles, toutes différentes les unes des autres, et après avoir détruit ces substances par des moyens aussi simples qu'ingénieux,

il peut de nouveau les reproduire, en réunissant, dans des conditions favorables, leurs matériaux constitutifs qu'il avait isolés les uns des autres. On peut dire, sans exagération, que, nouveau Prométhée, le chimiste a dérobé les secrets de la nature, et qu'il rivalise avec elle dans une foule de circonstances.

Il y a plus : son génie lui a fait découvrir les moyens de créer là où la nature impuissante ne saurait l'imiter. En effet, la transformation des substances les unes dans les autres n'est qu'un jeu pour lui ; il change à son gré l'amidon en gomme, la gomme en sucre, le sucre en esprit de vin, l'esprit de vin en éther, ce dernier en eau et en un gaz combustible. D'une substance inerte, il va faire naître une série de corps doués de propriétés précieuses : ainsi, d'un morceau de bois il saura tirer le gaz qui illumine vos places publiques, le sucre qui adoucit vos mets, le vinaigre qui relève leur saveur, le charbon qui sert à les cuire !....

Eh bien ! toutes ces merveilleuses créations, qui rappellent à l'esprit ces féeries orientales dont on a bercé notre enfance, ces magiques fantasmagories des sorciers dont on effrayait notre jeune imagination, ne sont que des effets très-simples opérés par l'intervention de ces forces qui, sous les noms d'*affinité*, de *chaleur*, d'*électricité*, d'*attraction* ou de *cohésion*, sont les agents de toutes les combinaisons et de toutes les décompositions possibles.

Certes, s'il est une étude qui soit digne de fixer l'intérêt, d'absorber l'attention des intelligences les plus élevées, et de captiver les esprits même les plus légers, c'est assurément celle qui conduit, par des procédés aussi attrayants que faciles, à ces grands et utiles résultats.

---

# DEUXIÈME LEÇON.

## DE L'AIR.

SOMMAIRE.— De l'atmosphère. — Principales propriétés physiques de l'air.— Pression atmosphérique — Nature chimique de l'air. — Ses composants : oxygène et azote.—Caractères distinctifs de ces deux gaz.— Dénominations particulières des principaux composés dont l'oxygène fait partie.— Rôles de l'oxygène et de l'azote dans la nature et dans les opérations des arts.

Il n'est aucun de nous, Messieurs, qui, sans avoir la moindre notion de physique ou de chimie, n'ait la conscience de l'existence d'une substance invisible et ténue, qui se meut et s'agite

autour de nous, et qui remplit l'espace jusqu'aux dernières limites où notre vue peut s'étendre. Cette substance est l'AIR, dont la présence nous a été révélée dès notre enfance par les effets qu'il exerce ; aussi, à chaque instant, témoignons-nous de ce fait par ces expressions qui nous échappent : *l'air est chaud*, *l'air est froid*, *l'air est sec*, *l'air est humide*, etc. Nous savons instinctivement que c'est l'air qui entretient la vie ; que c'est lui qui, par son agitation, cause le *vent*, gonfle les voiles des navires, pousse les nuages dans l'immensité du ciel, et produit ces ouragans terribles qui portent la désolation dans nos campagnes. Nous avons donc déjà une idée assez nette de ce fluide, que nous sommes habitués à considérer comme un des *éléments* de la nature. Il ne reste plus qu'à rectifier ce que cette idée peut avoir d'inexact quant à la manière d'être, à la composition et aux propriétés de cet agent universel. C'est ce que nous allons faire dans cette leçon.

Les physiciens désignent communément sous le nom d'ATMOSPHÈRE, qui veut dire *sphère de vapeur*, la masse entière de l'air qui entoure la terre et forme partout une couche d'une grande épaisseur, dans le sein de laquelle viennent se réunir toutes les substances qui se volatilisent ou se détachent de la surface du sol. Sa forme est sphérique comme celle du globe qu'elle enveloppe, et, comme lui, elle est renflée à l'équateur et déprimée aux pôles.

Il n'est guère possible de déterminer l'étendue de l'atmosphère, car elle ne finit pas brusquement à une certaine hauteur, puisque l'air devient d'autant plus rare que l'élévation est plus considérable ; mais on n'a aucun moyen de savoir positivement quel est le degré de ténuité de ses dernières molécules. Tout ce qu'on peut faire à cet égard, c'est de calculer, par des phénomènes dont la cause est connue, la limite de sa densité à des hauteurs très-considérables. Il ne m'appartient pas de vous dire comment les astronomes établissent les calculs qui les ont conduits à admettre que la hauteur moyenne de l'atmosphère est de 7 à 9 myriamètres, c'est-à-dire de 16 à 20 lieues géographiques. Contentons-nous d'énoncer ce fait.

Les notions exactes que nous possédons aujourd'hui sur les propriétés de l'air atmosphérique sont entièrement dues aux recherches des physiciens et des chimistes modernes; car s'il est vrai que les anciens philosophes grecs et romains aient reconnu la matérialité de l'air, et entrevu une partie du rôle important qu'il remplit dans l'harmonie de la nature, il est certain qu'ils n'avaient sur les principales propriétés de ce fluide que des idées vagues et confuses. Ce n'est que vers le commencement du dix-septième siècle qu'on constata réellement quelques-uns de ses caractères physiques les plus saillants. En 1640, Galilée découvrit que

l'air a du poids, en introduisant, au moyen d'un soufflet, dans un ballon de verre muni d'un robinet, une quantité d'air plus grande que celle qui y était contenue ; dans ce cas, le ballon avait augmenté de poids. De cette expérience capitale, Galilée déduisit plusieurs autres propriétés physiques de l'air, propriétés qu'il partage avec les autres gaz, à savoir : qu'il est *compressible*, puisqu'il cède à la pression et qu'il peut être accumulé dans un vase en quantité d'autant plus grande que la compression est plus forte ; et qu'il est *élastique*, puisque, lorsqu'il est comprimé, il exerce un effort plus considérable pour s'échapper de l'intérieur du vase qui le renferme, et qu'aussitôt que la pression cesse, il reprend son volume primitif. C'est un ressort parfait qui se tend et se détend suivant le poids dont on le charge.

Nos méthodes d'expérimentation, plus précises que celles dont Galilée pouvait faire usage de son temps, où les sciences physiques venaient à peine de naître, nous ont appris le véritable poids de l'air. Nous savons que 10 litres d'air, dans l'état ordinaire, pèsent 13 grammes, ou en d'autres termes, que 760 litres d'air pèsent à peu près 1 kilogramme. L'air, dans cet état, ne pèse que la 770e partie d'un pareil volume d'eau. Nous devons dès à présent, vous apprendre que la densité de l'air, c'est-à-dire son poids sous un volume déterminé, est toujours prise pour unité de mesure du poids spécifique des autres gaz et des vapeurs. Ceux-ci sont tantôt plus lourds, tantôt plus légers que l'air atmosphérique ; dans tous les cas de comparaison, le poids de ce dernier est représenté par 1, ou par 100, ou par 1,000.

Puisque l'air est pesant, vous concevrez facilement que les couches inférieures de ce fluide, celles, par exemple, qui sont les plus rapprochées de la terre, doivent supporter le poids de toutes les couches superposées, et que, par conséquent, en raison de sa compressibilité, elles doivent être plus denses, c'est-à-dire peser davantage sous un moindre volume. Mais, puisque l'air est élastique et que ses molécules ont une grande mobilité, vous devez encore comprendre que, nécessairement, les corps sur lesquels s'appuient les couches atmosphériques supportent le même poids dont celles-ci sont chargées à différentes élévations. Eh bien ! on donne le nom de *pression atmosphérique* à cette force ou à ce poids qu'exerce l'atmosphère, d'une manière uniforme, sur tous les corps qui sont à la surface de la terre. Cette pression varie, comme vous le pensez bien, suivant la hauteur à laquelle on s'élève au-dessus du niveau de la mer ; elle diminue avec l'élévation, car il est évident qu'un homme placé au sommet d'une montagne élevée ne supporte pas autant de couches d'air qu'un autre assis à la base de ce mont ; la théorie nous indique que cette pression ne doit plus se faire sentir aux dernières limites de l'atmosphère.

L'allégement que nous éprouvons en gravissant une hauteur, la facilité plus grande que nous avons à respirer à mesure que nous nous élevons, ne dépendent évidemment que de cette diminution successive de pression.

L'expérience suivante montre la présence de l'air et atteste la pression qu'il fait éprouver aux corps qui y sont plongés. Mettez un flotteur, un bouchon de liége, par exemple, sur un seau plein d'eau; puis, renversant un verre, appliquez-en l'ouverture à la surface du liquide, de manière à y enfermer le flotteur (*fig.* 5). A mesure que vous enfoncerez davantage le vase dans l'eau, vous verrez le bouchon s'enfoncer aussi. La surface de l'eau dans le verre n'est donc plus au même niveau qu'à l'extérieur : jamais l'eau ne pourra s'élever dans ce vase jusqu'à venir mouiller le fond du côté intérieur, et le flotteur sera toujours écarté de ce fond. Il est visible que c'est l'air qui occupe cette place, et en inclinant un peu le verre, on le voit, en effet, sous forme de grosses bulles qui viennent sortir et crever à la surface de l'eau après l'avoir traversée.

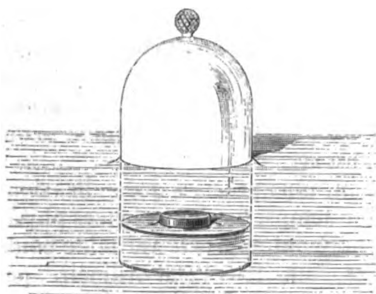


*Fig.* 5.

C'est à cette pression atmosphérique, dont nous venons de parler, qu'est due la permanence des liquides à la surface du globe ; c'est elle qui met obstacle à leur réduction en vapeurs; sans elle, nos conditions d'existence seraient tout à fait changées; c'est elle encore qui produit l'ascension de l'eau dans les corps de pompe, ainsi que celle du mercure dans le *baromètre*, instrument inventé en 1668 par Torricelli, élève de Galilée, et qui sert, comme son nom l'indique (*mesure de la pesanteur*), à mesurer cette pression. Cette force fait équilibre, dans les circonstances ordinaires, à une colonne d'eau de 10 mètres 4 décimètres de hauteur, ou à une colonne de mercure de 76 centimètres (1).

(1) Chaque point de notre peau est pressé perpendiculairement à sa surface par une force égale à celle d'une colonne de mercure de 76 centimètres de hauteur. Or, comme le centimètre cube de mercure pèse 13 grammes et demi, chaque centimètre carré de la surface de notre corps porte sans cesse, et à notre insu, plus d'un kilogramme de charge. Nous sommes donc perpétuellement pressés de toutes parts, en dehors, par des forces dont l'ensemble produit, sur un homme de taille ordinaire, environ 16,000 kilogrammes. Toutes ces forces de pression, agissant dans divers sens, ne s'ajoutent pas, mais chacune s'exerce sur une partie séparée,

Je passe rapidement, Messieurs, sur ces propriétés physiques si curieuses de l'air, parce qu'elles vous seront exposées avec détail dans les cours de physique, et j'arrive immédiatement à celles qui ressortent plus particulièrement de mon enseignement.

L'air est transparent, mais non absolument incolore; il a une teinte bleue, mais cette teinte est si faible, qu'on ne l'aperçoit que lorsqu'il est vu en grande masse. S'il n'y avait pas d'air, ou du moins s'il était complétement invisible, le ciel serait sans éclat et sans couleur : il paraîtrait comme une voûte noire où l'on verrait les astres briller pendant le jour avec le même éclat que pendant la nuit; nos regards plongeraient dans une obscurité indescriptible, et la lumière du jour frapperait notre terre d'une manière fort inégale; au lieu que les rayons lumineux, étant réfléchis par l'atmosphère, contribuent à rendre la lumière plus vive et à la distribuer avec plus d'uniformité. Lorsque du sommet d'une haute montagne on contemple le ciel, il paraît d'autant plus foncé qu'on s'élève davantage, parce qu'alors l'atmosphère devient plus basse, et que l'espace obscur qui l'entoure rend sa couleur plus sombre. Le passage de la couleur du ciel du bleu foncé au bleu clair, et enfin presque au blanc, tient aux vapeurs aqueuses qui nagent dans l'air, sont éclairées par le soleil et réfléchissent sa lumière. Plus ces vapeurs sont abondantes dans l'atmosphère, plus aussi elle paraît bleue, et réciproquement. C'est ce qui explique pourquoi elle a une teinte plus claire le matin et le soir, et une teinte plus foncée à midi et pendant la nuit, surtout en hiver.

L'air n'a aucune odeur tant qu'il est pur. Son insipidité a été contestée par beaucoup de physiciens. Nos organes, habitués à son impression, n'y trouvent point de saveur, et ce n'est que par les sensations douloureuses qu'il produit sur l'enfant nouvellement né, sur les plaies découvertes et sur les nerfs des animaux, que nous acquérons la preuve que son contact n'est pas sans effet.

On dit que l'air est *froid* quand le thermomètre ne marque que

---

qui est destinée par la nature à résister à cette charge. Ce poids énorme semble incroyable, mais l'habitude nous y a rendus insensibles. Si on le supprimait, nous ne pourrions vivre, parce que cette pression permanente est nécessaire à notre existence; nous avons été organisés pour cet état de choses. Notre corps plongé dans l'air est, il est vrai, pressé de toutes parts par l'air qui l'entoure; mais chaque pression en trouve une autre contraire qui réagit et la détruit, parce que tous les solides et les liquides dont le corps de l'homme est formé servent à transmettre cette pression. Lorsque les fluides renfermés dans notre corps n'ont plus une force élastique capable de faire équilibre à la pression atmosphérique, celle-ci fait sentir son influence; c'est là l'origine des effets qu'exercent les variations barométriques sur les phénomènes de la vie organique.

4 degrés au-dessus de 0 degré ; il est *tempéré* quand l'instrument s'élève davantage. Ce n'est que lorsque celui-ci indique 25 degrés et au-dessus que l'air doit être regardé comme *chaud*. Il s'approche alors de la température de notre corps, qui est de 37 degrés à peu près dans tous les pays.

Cet air, que nous connaissons bien actuellement dans ses principales propriétés, est-il un *élément*, c'est-à-dire un corps simple, ainsi que les anciens l'avaient admis en principe? C'est ce qu'il s'agit maintenant d'examiner.

Ce n'est que fort tardivement qu'on s'occupa de la nature intime de l'air, et déjà la plupart de ses propriétés mécaniques étaient reconnues, qu'on ignorait encore sa véritable composition. Dès le neuvième siècle, l'Arabe Geber avait constaté que le plomb et l'étain augmentent de poids pendant leur calcination dans l'air, et il avait attribué cette augmentation à la fixation de certaines particules aériennes; Eck de Sulzbach, en 1489 ; Paracelse et Agricola au seizième siècle; Jean Rey, en 1630 ; puis, plus tard, Boyle, Priestley, le père Beccaria avaient bien reconnu que l'air est absorbé par les métaux chauffés dans son sein, mais aucun expérimentateur n'avait recherché si cette absorption est complète ou partielle, lorsque l'illustre Lavoisier, né à Paris, en 1743, résolut de décider cette question. A l'aide d'expériences aussi ingénieuses que délicates, cet homme de génie, qu'aucune renommée n'éclipsera jamais, car c'est lui qui a créé, pour ainsi dire, la chimie moderne, s'assura que les métaux chauffés au contact de l'air n'absorbent qu'une partie de ce fluide, que la partie de l'air absorbée offre des caractères très-différents de ceux que possède la partie non absorbée; enfin il démontra, d'une manière irrécusable, que ce prétendu élément résulte du mélange de deux gaz, qu'il désigna par les noms d'Oxygène et d'Azote.

Voici l'expérience capitale à l'aide de laquelle Lavoisier convainquit les chimistes de son temps de la nature complexe de l'air. Cette grande découverte date de 1774.

Il enferma dans un ballon de verre A (*fig*, 6), dont le col recourbé s'élevait jusqu'au milieu d'une cloche *c* placée sur un bain de mercure ou vif-argent *ab*, un poids déterminé de ce métal bien pur, et il tint note de la quantité d'air qui remplissait tout l'intérieur de l'appareil. Il chauffa le ballon pendant douze jours à une température voisine du point d'ébullition du mercure, c'est-à-dire 360 degrés du thermomètre centigrade. Une portion de l'air fut absorbée peu à peu par le métal, qui se recouvrit d'une foule de petites parcelles rouges. L'air qui restait dans l'appareil, après que l'absorption fut terminée, n'était plus propre à la respiration ni à la combustion, car les animaux qu'on y introduisait péris-

saient en peu d'instants, et les lumières s'y éteignaient sur-le-champ, comme si on les eût plongées dans de l'eau. Ayant recueilli avec soin la matière rouge qui s'était formée pendant

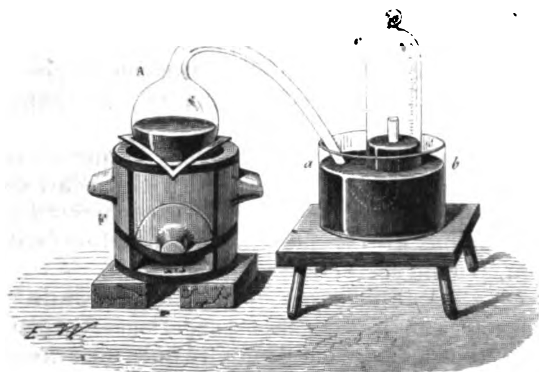


*Fig.* 6.

l'opération, et l'ayant chauffée à 400 degrés dans une petite cornue en verre à laquelle était adapté un appareil propre à recevoir les produits liquides ou aériformes qui pourraient se dégager (*fig.*7),

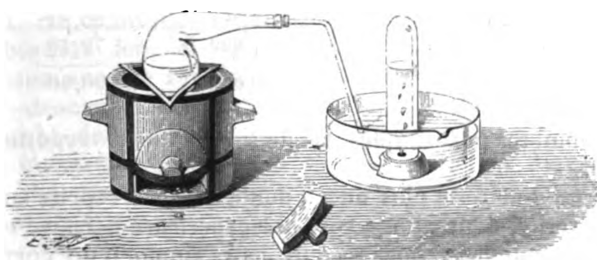


*Fig.* 7.

il vit cette matière reprendre peu à peu les caractères du mercure, en laissant exhaler un gaz beaucoup plus propre que l'air de l'atmosphère à entretenir la combustion et la respiration des animaux; en effet, une bougie plongée dans ce gaz y répandait un éclat éblouissant; le charbon, au lieu de s'y consumer paisiblement comme dans l'air ordinaire, y brûlait avec une vivacité de lumière que les yeux avaient peine à supporter.

« En réfléchissant sur les circonstances de cette expérience, dit l'illustre chimiste, on voit que le mercure, en se calcinant, absorbe la partie salubre et respirable de l'air; que la portion d'air

qui reste est une espèce de *mofette* (1) incapable d'entretenir la combustion et la respiration ; l'air de l'atmosphère est donc composé de deux fluides élastiques de natures différentes et pour ainsi dire opposées. Une preuve de cette importante vérité, c'est qu'en recombinant les deux fluides élastiques qu'on a ainsi obtenus séparément, on reforme de l'air en tout semblable à celui de l'atmosphère, et qui est propre, à peu près au même degré, à la combustion, à la calcination des métaux et à la respiration des animaux. »

La partie salubre et respirable de l'air est ce que nous appelons OXYGÈNE, gaz que le chimiste anglais Priestley avait déjà obtenu libre, vers le milieu de l'année 1774; la partie irrespirable est ce que nous nommons AZOTE, que le botaniste Rutherford, d'Édimbourg, avait reconnu dès 1772.

Depuis cette découverte, qui opéra une si grande révolution dans les principes de la science, les expériences multipliées des chimistes de tous les pays ont démontré que l'air atmosphérique, toutes les fois qu'il est en parfaite liberté, qu'il soit pris dans les profondeurs les plus considérables ou au sommet des plus hautes montagnes, dans la région des nuages, à la surface des mers ou dans l'intérieur des continents, est, partout et dans toutes les saisons, composé de la même manière; qu'il renferme

| | En poids. | En volumes. |
|---|---|---|
| Oxygène | 2,301 | 20,81 |
| Azote | 7,699 | 79,19 |
| | 10,000 | 100,00 |

ou, en nombres plus simples, 1/5 de son volume d'oxygène et 4/5 d'azote.

Pour qu'il ne reste plus aucun doute dans vos esprits sur cette grande vérité, nous allons faire une expérience décisive et frappante ; et pour cela, nous recourrons à l'emploi d'un corps bien connu, le *phosphore*, que les enfants font servir à leur amusement en traçant avec ce corps des caractères qui ne sont visibles que dans l'obscurité. Ce corps en contact, même à froid, avec l'air atmosphérique, lui enlève tout son oxygène et laisse l'azote en liberté. Il agit donc comme le mercure, mais avec cette différence que son action est terminée en quelques heures.

(1) On donnait autrefois le nom générique de *mofettes* ou *mophettes*, ou *mouphettes*, aux exhalaisons ou vapeurs malfaisantes et même meurtrières qui se dégagent de la terre et infestent les lieux souterrains, particulièrement les mines dans lesquelles l'air n'est pas suffisamment renouvelé. Ce sont des gaz de différentes espèces qui, tous, sont contraires à la respiration.

Introduisons donc sous une cloche graduée (E), placée sur un bain de mercure V (*fig.* 8), 100 volumes d'air, puis un peu d'eau et un cylindre de phosphore *b* attaché à un fil de fer souple; abandonnons le tout pendant quelques heures. Nous reconnaîtrons que l'absorption de l'oxygène est complète lorsque le phosphore ne paraîtra plus lumineux dans l'obscurité. Si, alors, nous retirons le cylindre hors de la cloche, nous constaterons aisément que les 100 volumes d'air ont été réduits à 79,19, et que le résidu dans lequel on plonge une allumette enflammée l'éteint aussitôt, ce qui nous indique que ce n'est plus de l'air, mais de l'azote qui constitue ce résidu. Il y a donc eu 20,81 volumes d'air absorbés; c'est l'oxygène, dont le phosphore s'est emparé pour former avec lui un composé que nous étudierons plus tard.

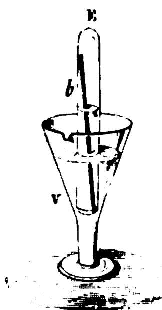


*Fig.* 8.

Lorsqu'on veut abréger la durée de l'expérience, on opère la combustion du phosphore dans l'air au moyen de la chaleur, à l'aide de l'appareil suivant (*fig.* 9). On introduit dans une cloche courbe E pleine d'eau, 100 volumes d'air, puis on fait arriver dans la partie courbe *a*, 5 décigrammes environ de phosphore. On chauffe ensuite avec précaution, au moyen d'une lampe à esprit-de-vin, le morceau de phosphore qui prend bientôt feu, et s'entoure d'une auréole verdâtre. Celle-ci descend peu à peu du sommet de la cloche, et arrive à la surface de l'eau *b*, où elle disparaît, parce que tout l'oxygène de l'air a été absorbé. On laisse refroidir l'appareil, et on mesure le résidu gazeux, qui consiste en azote. On trouve, comme dans l'expérience précédente, en nombres ronds, 79 volumes d'azote pour 21 d'oxygène dans les 100 volumes d'air employés. Seulement, dans ce cas, l'analyse est effectuée en quelques minutes.



*Fig.* 9.

Ce que l'analyse vient de vous démontrer, la synthèse le confirme. Il est évident que si l'air est bien composé ainsi que nous venons de le dire, nous devrons, en mêlant dans un vase

de l'oxygène et de l'azote dans les rapports de 1 à 4, obtenir un fluide en tout semblable à l'air ordinaire, c'est-à-dire propre à la combustion des bougies et à la respiration des animaux. C'est, en effet, ce qui a lieu, comme vous le voyez. Rien n'est donc plus convaincant.

Si, maintenant, nous examinons en particulier les deux principes constituants de l'air, de nouveaux faits, non moins intéressants que les premiers, vont nous apparaître.

L'OXYGÈNE et l'AZOTE sont incolores, insipides, inodores. Le premier a une densité supérieure à celle de l'air; la densité de l'air étant représentée par 1,00000, celle de l'oxygène est 1,10563. Un litre de ce dernier gaz pèse donc, à la température de zéro degré, et à la pression barométrique normale (76 centimètres), 1 gr. 4298.

L'azote a une densité plus faible, 0,9713 : aussi un litre de ce gaz ne pèse que 1 gr. 256.

Tous deux sont des gaz permanents, car ils supportent un froid considérable et une pression énorme sans perdre leur état de fluides élastiques.

Mais là s'arrête l'analogie, car toutes leurs autres propriétés sont essentiellement différentes, ainsi que je vais vous le démontrer.

Nous savons déjà qu'il est possible d'en faire la distinction au moyen d'une bougie allumée (*fig.* 10), puisque l'azote l'éteint et que l'oxygène la fait brûler avec beaucoup plus d'éclat qu'auparavant. Il y a plus, cette bougie presque éteinte va se rallumer tout d'un coup dans la cloche d'oxygène, en produisant une petite détonation.

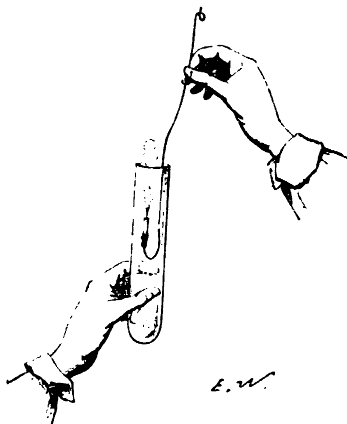


*Fig.* 10.

Si, prenant actuellement deux oiseaux pleins de vie, nous faisons passer l'un dans une grande cloche pleine d'oxygène, et l'autre dans une cloche remplie d'azote (*fig.* 11), nous verrons le premier poursuivre son existence en manifestant par des mouvements énergiques que la vie chez lui se trouve accélérée, tandis que l'autre tombera bientôt asphyxié.

Puisque, dans l'air ordinaire, la bougie brûle, que l'oiseau y vit sans manifester aucune sensation extraordinaire, nous en

conclurons que c'est à l'oxygène contenu dans cet air qu'il faut rapporter la propriété que ce fluide possède d'entretenir la com-



*Fig.* 11.

bustion et la respiration. Et, en effet, toutes les expériences démontrent que l'oxygène est l'agent indispensable de la combustion des bougies, du bois et autres corps combustibles, comme aussi il est l'agent nécessaire de la vie de tous les êtres à la surface du globe. C'est pour cette raison que le célèbre Condorcet lui donna, dès l'origine de sa découverte, le nom d'*air vital*, et Lavoisier celui d'*air éminemment respirable*.

Les animaux vivent beaucoup plus longtemps au sein du gaz oxygène que dans un volume égal d'air atmosphérique, mais leur respiration devient plus active et plus laborieuse, leur circulation s'accélère, et ils meurent avant que tout l'oxygène soit consommé, bien que d'autres animaux de la même espèce, placés dans ce résidu, après la mort des premiers, puissent encore s'y maintenir en vie pendant un certain temps. Cette mort est occasionnée par la grande excitation que produit l'oxygène dans les poumons, excitation qui en use rapidement les ressorts, qui les désorganise, comme le démontre l'état de violente inflammation que présentent ces organes. On explique très-bien, à l'aide de ces connaissances, pourquoi la position des personnes atteintes du mal de poitrine s'aggrave beaucoup lorsqu'elles respirent de l'oxygène pur ou même de l'air atmosphérique accidentellement plus riche en ce principe. Ce n'est donc pas sans une haute prévoyance que l'auteur de la nature a tempéré la trop grande action de cet oxygène qui nous entoure, en le mêlant avec quatre fois son volume de gaz azote, qui n'agit ici que mécaniquement. Il en est de l'air comme de l'eau rougie : c'est un agent trop énergique, qu'on affaiblit par l'addition d'un corps qui n'a, pour ainsi dire, pas d'effet sur notre organisation.

L'oxygène est, sans contredit, l'élément le plus important, car il intervient à chaque instant dans la plupart des phénomènes chimiques, et il fait partie du plus grand nombre des composés

examinés jusqu'à ce jour; les matières végétales et animales, à très-peu d'exceptions près, en contiennent des proportions plus ou moins grandes. Son étude se rattache donc à celle de tous les corps simples et composés; aussi l'a-t-on nommé depuis longtemps l'*élément par excellence*. C'est de l'époque où il a été connu que date le perfectionnement de la théorie chimique, et l'on peut dire qu'il n'y a pas eu, jusqu'à ce moment, de découverte aussi brillante et aussi féconde en grands résultats.

Ce gaz manifeste une très-grande affinité pour tous les autres éléments, et, lorsqu'il se combine avec eux, on remarque toujours que, pendant la combinaison, il s'opère un dégagement de chaleur, souvent même un dégagement de lumière; or, comme ce sont là des propriétés communes aux bois, aux charbons, aux graisses et aux huiles, qui, de tout temps, ont été connus sous le nom de *combustibles*, par analogie, on a appliqué cette dénomination à tous les éléments autres que l'oxygène : on les nomme donc CORPS COMBUSTIBLES ou OXYGÉNABLES; et, par le même motif, on a appelé l'oxygène SOUTIEN de la COMBUSTION ou CORPS COMBURANT. L'acte de la fixation de cet élément sur les autres a reçu le nom général de COMBUSTION.

Pour vous montrer, Messieurs, l'action énergique de l'oxygène sur les corps combustibles, nous allons répéter l'une des expériences les plus belles de la chimie moderne, pratiquée pour la première fois par le chimiste Ingenhouss (1). Elle consiste à plonger, dans un ballon plein de ce gaz (*fig.* 12), un ressort de montre à l'extrémité duquel se trouve fixé un morceau d'amadou à peine allumé. Aussitôt vous voyez l'amadou brûler avec flamme, et bientôt l'inflammation se communique au ressort d'acier, qui projette en sifflant une multitude de globules étincelants. La combustion de l'acier se continue avec la même intensité tant qu'il y a de l'oxygène dans le ballon, mais peu à peu elle s'affaiblit et s'arrête enfin, parce que le gaz a été complétement absorbé par le métal. Les globules lumineux qu'il lance, pendant son incandescence, consistent en une combinaison de fer et d'oxygène, que la haute température produite par la fixation du gaz sur le métal fait entrer en fusion; et, en tombant sur les parois du verre, ces globules s'y enfoncent profondément, quelquefois même les tra-

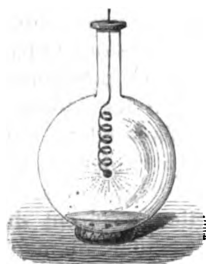


*Fig.* 12.

(1) Ingenhouss (Jean), médecin et naturaliste, né à Breda en 1730, mort en 1799 en Angleterre où il avait été reçu membre de la Société royale de Londres.

versent; il est rare que le ballon dont on se sert résiste à cette élévation brusque de température.

Lorsqu'il se combine avec les corps combustibles, l'oxygène change de propriétés et produit des composés qu'on appelle, d'une manière collective, CORPS BRULÉS ou OXYGÉNÉS. On les partage en deux grandes classes, en raison de leurs propriétés tout à fait opposées.

Les uns ont une saveur aigre plus ou moins prononcée, et font passer au rouge la couleur bleue du *tournesol*, matière colorante particulière, sur laquelle nous reviendrons plus tard.

Les autres, dépourvus de saveur ou en possédant une âcre et caustique, sont sans action sur cette couleur, ou la ramènent au bleu quand elle a été primitivement rougie par les premiers, et quelquefois encore ils verdissent la teinte bleue des fleurs de violettes.

Les premiers composés ont reçu le nom générique d'ACIDES, les seconds celui d'OXYDES.

Un même corps simple peut former, en s'unissant avec l'oxygène, plusieurs acides et plusieurs oxydes.

Dans le premier cas, on désigne un *acide* par le nom du corps simple uni à l'oxygène, en le faisant suivre de la terminaison *ique* ou *eux*, et précéder du mot générique *acide*. La terminaison *ique* désigne alors l'acide qui renferme le plus d'oxygène; celle en *eux* s'applique à celui qui en contient le moins. Ainsi, le soufre, l'arsenic, formant deux acides différemment oxygénés, on dit : *Acide Sulfurique*, *Acide Arsénique* et *Acide Sulfureux*, *Acide Arsénieux*.

Pour les oxydes, c'est le même artifice de langage qu'on emploie. Quand le corps combustible n'en produit qu'un seul, le nom de ce dernier se forme en ajoutant, après le mot générique *Oxyde*, le nom du corps combustible terminé en *ique*. Ainsi, l'unique combinaison de l'argent avec l'oxygène s'appelle *Oxyde Argentique*, ou simplement *Oxyde d'Argent*. S'il y a deux oxydes du même corps, le plus oxygéné prend la terminaison *ique*, le moins oxygéné la terminaison *eux*. Exemple : *Oxyde Ferrique*, *Oxyde Ferreux*. S'il y en a trois, on donne à l'oxyde le plus riche en oxygène le nom de *Suroxyde;* on dit alors : *Oxyde Manganeux* pour le premier degré d'oxydation du manganèse, *Oxyde Manganique* pour le second, et *Suroxyde Manganique* pour le dernier. Le nom de *Peroxyde* s'applique aussi fort souvent au dernier degré d'oxydation d'un corps, que ce soit le second ou le troisième; ainsi, on dit indifféremment : *Oxyde Ferrique* ou *Peroxyde de fer; Suroxyde manganique* ou *Peroxyde de manganèse*.

Je dois vous dire, cependant, que cette manière de distinguer les oxydes, proposée par le savant Suédois Berzelius et suivie par

tous les chimistes du Nord, n'est pas adoptée généralement en France. On se sert, depuis longtemps, pour indiquer les divers degrés d'oxygénation d'un corps, de noms de nombre qu'on place devant le nom générique *oxyde*. L'expérience ayant montré que, dans ces différents oxydes, les proportions de l'oxygène, combinées avec une même quantité du métalloïde ou du métal, sont entre elles dans des rapports très-simples, par exemple, comme 1 : 1 1/2 : 2 : 3 : 4, on donne le nom de :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| *Protoxyde*.... | au composé qui renferme le moins d'oxygène. | | | |
| *Sesquioxyde*.. | à celui qui contient 1 fois 1/2 autant d'oxygène que le premier. | | | |
| *Bioxyde*...... | à celui qui en contient 2 fois autant; | | | |
| *Tritoxyde*.... | — | — | 3 | — |
| *Quadroxyde*.. | — | — | 4 | — |

Exemples :

| | | |
|---|---|---|
| *Protoxyde de fer*...... | qui est alors synonyme | d'*oxyde ferreux*. |
| *Sesquioxyde* ou *peroxyde de fer* ... | — | d'*oxyde ferrique*. |
| *Protoxyde de manganèse*.......... | — | d'*oxyde manganeux*. |
| *Sesquioxyde de manganèse*........ | — | d'*oxyde manganique*. |
| *Bioxyde* ou *peroxyde de manganèse*. | — | de *suroxyde manganique*. |

Vous voyez, Messieurs, avec quelle facilité, à l'aide d'expressions ou de terminaisons bien claires, on parvient à désigner une foule de composés que, sans cet artifice de langage, il eût été assez difficile de bien distinguer les uns des autres. Ceci n'est qu'une partie de la langue spéciale des chimistes ou de ce qu'on appelle la *Nomenclature*. Je vous en ferai connaître les règles à mesure que le besoin s'en fera sentir. Le peu que j'en ai dit suffit pour vous convaincre que si, comme l'a écrit Condillac, toute science humaine se réduit à une langue bien faite, la chimie est réellement une science philosophiquement constituée.

Tout ceci nous a un peu écartés de l'air atmosphérique et de ses deux composants. Hâtons-nous d'y revenir.

L'Azote, dont le nom signifie qu'il ne peut entretenir la vie, est remarquable en ce qu'il n'a que des caractères négatifs ; bien différent de l'oxygène sous ce nouveau rapport, il ne peut s'unir directement avec les autres éléments, et ce n'est que par des voies détournées qu'on parvient à l'enchaîner dans une combinaison. Il suit de là que les propriétés chimiques de l'air, c'est-à-dire la manière dont il se comporte avec les autres corps, sont uniquement dues à l'oxygène qu'il contient. Ainsi, dans toutes les applications qu'on fait de ces propriétés aux arts, dans une foule de phénomènes naturels qui se passent autour de nous, et que le

vulgaire ne sait pas expliquer, c'est l'oxygène qui agit ; l'azote n'intervient jamais, c'est un être tout passif.

Par conséquent, lorsque l'air attaque certaines substances, corrode et ronge les métaux, détruit les couleurs qui ornent nos tissus, c'est l'oxygène qui est le principe actif de ces effets. La toile écrue qu'on veut blanchir complétement, la cire jaune qu'on veut changer en cire blanche, l'huile de palme très-fortement colorée en jaune, qu'on veut décolorer pour en faire du savon, sont exposées, à plusieurs reprises et pendant plus ou moins de temps, sur le gazon des prairies, sur des claies ou dans des boîtes peu profondes, à l'action de l'air. Eh bien ! c'est encore l'oxygène qui, dans ces cas, fait disparaître les matières étrangères colorées qui masquaient la blancheur des fibres du tissu, qui donnaient une teinte plus ou moins foncée à la cire et à l'huile de palme.

A chaque instant, dans la teinture, les propriétés de l'oxygène de l'air sont utilisées. C'est l'oxygène, par exemple, qui est la cause de la coloration en bleu que prend une étoffe qui a été plongée dans une *cuve d'indigo*. Cette matière colorante, qui est d'un bleu violet à l'état de pureté, perd dans la cuve la majeure partie ou la totalité de son oxygène, et se trouve alors décolorée ; mais dès qu'elle a le contact de l'air, elle reprend à ce fluide l'oxygène qu'elle avait perdu, et repasse au bleu primitif. Telle est l'explication du phénomène que présentent le coton, la laine et la soie qu'on a plongés dans une cuve d'indigo et qu'on expose ensuite à l'air libre : de jaune qu'était l'étoffe au sortir du bain, elle devient successivement verte, puis bleue.

Une pente de coton introduite dans une dissolution de *couperose*, tordue, puis immergée dans un bain froid de lessive de potasse, prend une teinte d'un vert sale ; mais bientôt, au contact de l'air, cette nuance passe à la couleur de rouille et se fixe. C'est ainsi qu'on obtient toutes les nuances de jaune de rouille, connues sous les noms de *beurre frais*, *ventre de biche*, *nankin*, etc.

C'est encore l'oxygène de l'air qui, dans cette circonstance, a opéré la coloration du tissu en rouille, en se fixant sur *l'oxyde ferreux* que la potasse avait précipité sur le fil imprégné de couperose.

Ces quelques exemples vous montrent, Messieurs, toute l'importance qu'il faut accorder à l'étude de l'oxygène, et, par suite, à celle de l'air, et vous éclairent sur l'étendue du rôle que joue cet agent dans la plupart des réactions qui se passent autour de nous, ou que nous provoquons.

Mais, de ce que l'azote ne prend aucune part aux effets qu'exerce l'air atmosphérique sur les différents corps soumis à son action, il ne faut pas en conclure, toutefois, que cet élément n'offre aucun intérêt. Son rôle dans l'harmonie de la nature ne laisse pas,

au contraire, que d'être assez important, puisqu'il forme les 4/5 du poids de l'atmosphère terrestre, et qu'il est un des matériaux essentiels du plus grand nombre des substances animales et de quelques-unes de celles du règne végétal ; mais nous ne pouvons que soupçonner la manière dont il intervient dans la production des phénomènes naturels qui, par leur grandeur et leur multiplicité, confondent notre raison. Sa présence dans les matières alimentaires paraît indispensable à la nutrition des carnivores, puisque, d'après les expériences de Magendie, ces animaux s'affaiblissent progressivement et meurent au bout d'un certain temps, lorsqu'on ne les nourrit qu'avec des matières dépourvues d'azote.

Une chose à noter, c'est que ce gaz existe dans l'intérieur de l'estomac et des intestins de l'homme, à l'état de santé ou de maladie, dans la vessie natatoire des poissons, et en quantité d'autant plus grande, par rapport à l'oxygène, que ces poissons vivent plus près de la surface de l'eau; qu'il est un des produits constants de l'exhalation des animaux; enfin, qu'il se dégage pur, ou presque pur, d'une infinité de sources thermales, notamment des eaux minérales sulfureuses.

Sous ces différents rapports, l'étude de l'azote mérite quelque attention.

Une question capitale, relativement à la constitution chimique de l'air de l'atmosphère terrestre, a été agitée dans ces derniers temps. On s'est demandé si cet air, indispensable à l'existence de tous les êtres vivant actuellement à la surface du globe, demeurerait toujours ce qu'il est; si enfin la permanence de sa composition était assurée dans l'avenir des siècles.

Les faits acquis à la science depuis plus de cinquante ans permettent, jusqu'à un certain point, de résoudre affirmativement cette question. Ce qu'il y a de positif, c'est que depuis 54 ans, les rapports de l'oxygène et de l'azote n'ont pas changé. L'analyse de l'air, faite avec le plus grand soin par MM. Dumas et Boussingault, au commencement de 1841, par MM. Regnault et Reiset, en 1847 et en 1848, confirme la composition de l'air admise par les chimistes français, depuis 1805, à la suite des belles expériences de MM. de Humboldt et Gay-Lussac, puisqu'à ces trois époques si distantes on a trouvé qu'un volume déterminé d'air renferme 1/5 d'oxygène et 4/5 d'azote.

Ce qui prouve surabondamment que la constitution chimique de l'air n'a pas changé depuis 54 ans, et ce qui conduit à admettre que cette constitution sera toujours la même, c'est que le poids du litre d'air sec, à la température de 0 degré, est encore aujourd'hui le même qu'il y a 54 ans. En effet,

| | | | |
|---|---|---|---|
| En 1805, | le litre d'air pesait, | d'après MM. Biot et Arago... | 1gr2991 |
| En 1840, | — | — . d'après MM. Dumas et Stas.. | 1gr2995 |
| En 1847, | — | — d'après M. Regnault........ | 1gr2931 |

Les légères différences que vous remarquez entre ces nombres sont dans les limites des erreurs de pesée.

Les analyses faites sur de l'air recueilli par Gay-Lussac dans un voyage en ballon à 7,000 mètres de hauteur; sur de l'air recueilli par M. Boussingault dans les montagnes les plus élevées de l'Amérique méridionale; sur de l'air puisé au sommet du Faulhorn, dans les Alpes, par M. Brunner; les analyses faites anciennement par Dalton en Angleterre, tout récemment à Genève par M. de Marignac, à Copenhague et à Santa-Fé de Bogota par M. Lewy, à Bruxelles par M. Stas, à Groningue par M. Verver, celle de l'air pris au-dessus de la mer du Sud par MM. Vogel et Krueger, confirment les analyses de MM. Dumas et Boussingault, de MM. Regnault et Reiset, et montrent que partout, dans les latitudes éloignées, à des époques assez distantes et à des hauteurs fort différentes, le rapport de l'oxygène et de l'azote dans l'air est invariable à 1 millième près.

Mais puisque les êtres vivants, animaux et plantes, ne peuvent continuer leur existence sans absorber l'oxygène de l'air; puisque la combustion des matières qui servent à nous chauffer et à nous éclairer ne peut avoir lieu sans l'oxygène atmosphérique qui est également absorbé par elles; puisque la destruction spontanée des matières organiques privées de vie ne peut s'effectuer sans le concours de ce même oxygène, il en résulte qu'à chaque instant, autour de nous, il se fait une énorme consommation de ce gaz; et cependant ses proportions ne semblent pas diminuer dans l'atmosphère. C'est qu'à chaque instant aussi, les pertes que l'atmosphère éprouve en oxygène sont compensées par de nouvelles quantités de ce gaz qui y arrivent, et c'est aux végétaux, ainsi que nous le verrons bientôt, qu'il a été donné de le régénérer. Il est possible, sans doute, que, dans beaucoup de localités, la reproduction de l'oxygène ne soit pas en rapport avec sa déperdition; c'est ce qui arrive partout où il s'en fait une grande absorption par la respiration ou la combustion. Mais cet effet ne peut être que partiel et momentané; car la grande mobilité du fluide aérien rétablit bientôt l'équilibre sur tous les points : les vents, qui brassent l'atmosphère en tous sens, en mêlent les éléments, et l'on y trouve partout, et dans des proportions à peu près constantes, les principaux fluides qui la composent.

Il n'y a, sachez-le bien, Messieurs, ni création ni destruction d'aucun élément dans les opérations de la nature. Les nombreux phénomènes de combinaison et de décomposition, qui ont lieu à

la surface du globe, ne présentent qu'un déplacement continuel de principes et de nouvelles combinaisons, qui se forment d'après des lois fixes, immuables, éternelles; ainsi, la nature se régénère sans s'appauvrir, et la matière n'éprouve que des changements qui se reproduisent périodiquement et uniformément, surtout dans les corps organisés.

Jusqu'ici nous avons considéré l'air de l'atmosphère comme uniquement formé d'oxygène et d'azote. Sans doute, ces gaz sont les principes essentiels de ce fluide, mais ils ne s'y rencontrent jamais seuls. On y trouve toujours de la vapeur d'eau en proportions variables, et un autre gaz nommé *acide carbonique*, dont la quantité, d'ailleurs, est assez faible, puisqu'elle dépasse rarement un demi-millième du volume de l'air. Momentanément encore l'atmosphère renferme des substances étrangères à sa nature, comme, par exemple, des *gaz* ou des *vapeurs* provenant de la décomposition des matières organisées privées de vie, ou de certaines opérations chimiques pratiquées dans les fabriques ou les laboratoires; des *miasmes* ou *émanations putrides* dont l'origine et la nature nous sont très-peu connues, mais dont la présence est accusée par les effets destructeurs qu'ils exercent sur notre organisation; enfin de *fines particules* des corps qui sont à la surface de la terre, et qui restent en suspension au sein de l'air, en raison de leur extrême division.

Il est aussi curieux qu'utile de jeter un coup d'œil sur ces différentes substances hétérogènes, et d'apprécier les inconvénients de leur présence dans l'air que nous respirons. Avant tout, il faut étudier l'*acide carbonique*, qu'on peut regarder, jusqu'à un certain point, comme un des principes de l'air, puisque celui-ci en contient toujours.

---

# TROISIÈME LEÇON

## DE L'AIR (SUITE).

SOMMAIRE.— Étude de l'ACIDE CARBONIQUE. — Sa manière d'être dans la nature. — Ses propriétés délétères. — Sa préparation. — Moyens de le liquéfier et de le solidifier. — Moyens d'assainir les lieux qui en contiennent.

### De l'Acide carbonique.

Si vous n'avez pas oublié, Messieurs, les règles de nomenclature que j'ai exposées dans la dernière leçon, vous devez comprendre

que le composé désigné sous le nom d'*Acide carbonique* et dont je vais vous parler avec quelques détails, est formé d'oxygène et de carbone, c'est-à-dire de charbon pur, et qu'il a la propriété de rougir la couleur bleue du tournesol. Des expériences bien simples vont vous convaincre de la réalité de ces faits.

Voici un ballon plein de gaz oxygène pur. Nous allons y plonger un petit cône de charbon allumé par le bout (*fig.* 13). Aussitôt une combustion des plus vives s'opère; le cône de charbon devient resplendissant de lumière et se trouve consumé en peu d'instants.

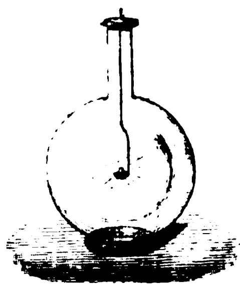


*Fig.* 13.

La chaleur qui se développe est tellement considérable, qu'un kilogramme de charbon, d'après M. Despretz, porte à l'ébullition 79 kilogrammes d'eau prise à 0°, ou fond 104 kilogr. de glace.

Après la combustion, le gaz du flacon a changé totalement de caractères; il éteint les corps enflammés, rougit la teinture de tournesol; en un mot, ce n'est plus que du *gaz acide carbonique*.

Un fait curieux, c'est que le volume de l'acide carbonique produit est exactement le même que celui du gaz oxygène absorbé par le charbon, en sorte qu'un litre d'acide carbonique contient un litre d'oxygène. C'est, sans contredit, quelque chose de surprenant que de voir un corps solide et noir comme le charbon disparaître entièrement et se dissoudre dans un fluide invisible. Le charbon doit, par conséquent, être à l'état de vapeur ou de gaz dans l'acide carbonique. Nous verrons plus tard bien d'autres phénomènes non moins étranges.

Ainsi, plus de doutes pour vous; l'acide carbonique est bien réellement formé d'oxygène et de charbon pur, ou de ce qu'on nomme le *Carbone*. C'est Lavoisier qui, le premier, en 1776, a mis cette vérité dans tout son jour. Les méthodes rigoureuses d'expérimentation, employées en 1840 par MM. Dumas et Stas, nous ont appris dans quels rapports fixes l'oxygène et le carbone s'unissent pour constituer l'acide carbonique. Un gramme de carbone pur fournit toujours, par sa combustion complète, 3gr 666 d'acide carbonique, d'où il résulte que dans 100 parties en poids de ce dernier, il y a

| | |
|---|---|
| Carbone.................. | 27,27 |
| Oxygène.................. | 72,73 |
| | 100,00 |

et qu'un volume de ce gaz se compose de :

| | |
|---|---|
| Carbone en vapeur........ | 1 volume. |
| Oxygène................. | 1 — |

La découverte de l'acide carbonique a eu la plus heureuse influence sur les progrès de la chimie, car c'est de cette époque que datent les travaux sur les fluides élastiques et la distinction de plusieurs d'entre eux, confondus auparavant avec l'air atmosphérique ; c'est là l'origine de ce qu'on appelle la chimie *pneumatique* ou des gaz.

Paracelse et Van Helmont furent les premiers qui s'aperçurent qu'il s'échappe un gaz des pierres calcaires soumises à la calcination. Paracelse lui donna les noms d'*esprit des bois*, *esprit sauvage*, et Van Helmont ceux de *gaz sylvestre*, et plus simplement de *gaz*. Ce dernier chimiste avait aussi remarqué que, pendant la fermentation vineuse, il se dégage un air particulier, qu'il reconnut pour être le même que celui qui sort de terre, dans la *Grotte du chien*, auprès de Naples, et que la vapeur mortelle exhalée par le charbon en combustion.

Le chimiste allemand Keir, vers la fin du dix-huitième siècle, envisagea le gaz produit dans ces diverses circonstances, comme un acide, et lui donna le nom d'*Acide crayeux* ou *Acide de la craie*. Priestley reconnut son existence dans l'air atmosphérique, ce qui le fit nommer *Acide aérien*. Bewdly le nomma ensuite *Air*, *Gaz* ou *Acide méphytique*, par la raison qu'il ne peut servir à la respiration.

Tous ces noms sont bien moins significatifs que celui d'*Acide carbonique ;* aussi les a-t-on oubliés.

Ceci établi, voyons quelles sont les propriétés les plus saillantes de ce gaz composé.

Nous venons de dire qu'il éteint les corps en combustion, caractère commun avec l'azote ; comme ce dernier encore, il est impropre à la respiration des animaux ; son action est même plus prompte. Que l'on enferme un oiseau, une souris dans un vase de verre, et qu'on verse dans celui-ci du gaz acide carbonique contenu dans un autre, en peu d'instants l'animal est asphyxié. Pendant la fermentation du raisin, il sort des cuves une énorme quantité de ce gaz qui remplit les celliers, et lorsque les vignerons descendent dans ces grandes cuves pour presser le marc avec leurs pieds, afin de ranimer la fermentation, très-souvent ils périssent suffoqués.

Seguin a reconnu, par des expériences faites sur lui-même, que, lorsque l'air renferme un 1/5 ou un 1/4 d'acide carbonique, il devient irrespirable et détermine l'asphyxie. Des recherches physiologiques, exécutées dans ces derniers temps par messieurs

Attumonelli, Collard de Martigny et Bird, il résulte que l'acide carbonique n'agit pas seulement d'une manière négative, en suspendant la respiration par défaut d'oxygène, mais qu'il a une action directe ou délétère sur les nerfs et le cerveau, et qu'il produit tous les symptômes de l'apoplexie. Lorsque l'asphyxie a lieu dans un local peu resserré, où l'air est moins fortement vicié, il y a toujours du délire et des convulsions. M. Esquirol a constaté depuis longtemps cette action des vapeurs du charbon sur le cerveau, chez certains ouvriers qu'elle prédispose à la folie (1).

De ce qui précède il faut conclure qu'on ne saurait prendre trop de précautions pour éviter de respirer les vapeurs du charbon en combustion, et qu'il faut se hâter, lorsqu'une personne est asphyxiée, de la retirer de l'endroit où l'accident a eu lieu, pour lui faire respirer le grand air.

Nous en savons assez déjà pour comprendre comment l'air d'une chambre, où du charbon brûle, peut être vicié au point de causer la mort. Le charbon ne peut entrer et se maintenir en combustion sans oxygène ; or, il absorbe peu à peu celui qui existe dans l'air de la chambre, et le remplace par de l'acide carbonique ; il arrive donc un moment, lorsque l'air ne se renouvelle pas, où l'atmosphère de la chambre ne consiste plus qu'en azote et acide carbonique, dans lesquels les animaux ou les hommes ne peuvent plus vivre. Les maux de tête, les malaises qu'on éprouve parfois inopinément pendant les soirées d'hiver, n'ont souvent d'autre cause que l'altération de l'air de nos appartements, trop hermétiquement fermés et trop fortement chauffés.

Le gaz acide carbonique pèse une demi-fois plus que l'air atmosphérique, puisqu'à 0° et à la pression de 76 centimètres, sa densité est exprimée par 1,529, et que le litre de ce gaz pèse

---

(1) Il paraît à peu près certain aujourd'hui que c'est au moyen du gaz carbonique que les prêtres de l'antiquité déterminaient les convulsions des Pythies, chargées de faire connaître la volonté des dieux. Cet acide produit, au reste, les effets les plus variés et même les plus contraires sur le sytème nerveux, car tantôt il cause des spasmes violents, et tantôt il paraît plonger les facultés cérébrales dans une atonie complète. Ce qu'il y a de singulier, c'est qu'en plaçant une blessure récente dans une atmosphère de ce gaz, on parvient à faire cesser la douleur qu'elle occasionne. Depuis plusieurs années, dans les principaux établissements thermaux d'Allemagne, notamment à Marienbad, Carlsbad, Mannheim, Eger, Killingen, etc., on a mis à profit cette curieuse propriété, et l'on administre le gaz qui s'échappe de ces sources sous forme de bains et de douches pour dissiper les douleurs rhumatismales. C'est le docteur Struve qui eut le premier l'idée de plonger une de ses jambes malades dans l'atmosphère d'acide carbonique qui se dégage d'une des sources de Marienbad ; il éprouva d'abord un fourmillement, puis une chaleur qui finit par déterminer une sueur abondante à la jambe ; les douleurs disparurent, et il put, à son grand étonnement, s'en aller sans béquilles et sans l'aide de personne ; il continua pendant quelque temps, et fut complétement guéri.

alors 1 gramme 977. En raison de cette circonstance, il est possible de le transvaser d'une cloche dans une autre à la manière de l'eau (*fig.* 14). Si l'on renverse, en effet, une cloche A pleine d'acide carbonique au-dessus d'une autre B ne contenant que de l'air, cette dernière ne renfermera bientôt plus que de l'acide carbonique, comme il sera facile de s'en assurer au moyen d'une allumette enflammée qui s'y éteindra subitement.




*Fig.* 14.

Voici une autre manière plus élégante de constater le même fait. Qu'on place une bougie allumée au fond d'un vase profond (*fig.* 15) et qu'on incline sur le bord supérieur de celui-ci une éprouvette pleine de cet acide; le gaz descendra jusqu'au fond du vase, en traversant les couches d'air, absolument comme du sirop coule à travers l'eau; et ce qui le prouve, c'est que la bougie s'éteindra bientôt.

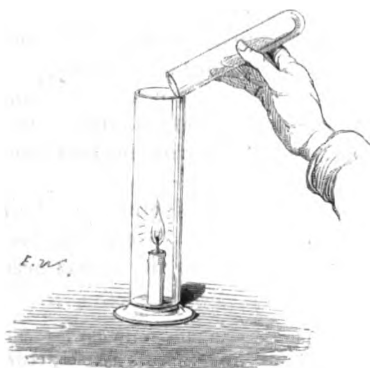


*Fig.* 15.

Le gaz carbonique rougit faiblement la teinture de tournesol; il lui donne une teinte de rouge vineux. Si l'on chauffe cette teinture, le gaz se dégage et la couleur bleue reparaît.

Il a une saveur aigrelette qu'il communique à l'eau dans laquelle on le dissout. Ce liquide ne se charge, dans les circonstances ordinaires, que d'un volume de ce gaz égal au sien; mais on peut lui en faire absorber une bien plus grande quantité, jusqu'à six et sept fois son propre volume, au moyen de la compression. Pour cela, à l'aide d'une pompe aspirante et foulante, on fait arriver le gaz dans un vase ou un tonneau métallique à parois très-résistantes et rempli d'eau. C'est ainsi qu'on parvient à imiter les eaux naturellement gazeuses acidules, comme celles de Seltz, de Vichy, de Spa.

L'eau saturée, par ce moyen, d'acide carbonique, a une odeur piquante, une saveur aigrelette fort agréable; elle mousse fortement

par l'agitation ou au contact de l'air, parce que l'excès de gaz, introduit artificiellement dans ce liquide, s'échappe avec promptitude dès que la pression qui le maintenait au sein de l'eau n'existe plus : voilà pourquoi les bouchons qui ferment les bouteilles d'eau gazeuse sautent avec bruit lorsqu'on coupe les ficelles qui les retenaient. C'est une cause tout à fait semblable qui fait pétiller et mousser le vin de Champagne, le cidre et la bière, liquides qui sont saturés d'acide carbonique par suite de la manière dont on a procédé à leur préparation.

Pour en revenir à l'eau gazeuse, elle rougit fortement le tournesol, détermine dans l'eau de chaux un trouble blanc qu'un excès du liquide fait disparaître sur-le-champ ; enfin, elle perd tout le gaz qu'elle contient par son exposition à l'air ou dans le vide, par l'ébullition, par la congélation, et elle reprend alors toutes les propriétés de l'eau ordinaire.

Lorsqu'on débouche une bouteille d'eau saturée d'acide carbonique, aussi bien qu'une bouteille de cidre mousseux, de vin de Champagne, le gaz se dégage avec une vive effervescence, mais le liquide en conserve toujours environ 2 volumes de plus qu'il n'en devrait retenir réellement sous la pression atmosphérique ordinaire. Aussi, lorsqu'on laisse tomber dans le liquide une croûte de pain, un morceau de papier chiffonné, ou un corps poreux quelconque, à l'instant l'effervescence recommence, et le liquide abandonne une nouvelle quantité d'acide carbonique. On peut répéter à plusieurs reprises cette expérience, et obtenir à chaque fois un nouveau dégagement. Il y a donc là une espèce d'équilibre instable dont on ne sait pas encore se rendre exactement compte.

Un sieur Briet a construit, pour la préparation des eaux gazeuses, un petit appareil fort commode qui permet de fabriquer dans chaque ménage la boisson acidule dont on a besoin.

Cet appareil (*fig.* 16 à 19) se compose de deux capacités distinctes, *a* et *b* ; l'une supérieure *b*, lorsque l'appareil fonctionne, renferme le liquide qui doit être saturé de gaz ; l'autre inférieure *a* est destinée à recevoir le mélange des deux corps qui doit fournir l'acide carbonique. Ces deux parties distinctes s'adaptent et se vissent l'une sur l'autre au moyen d'une garniture en étain *c*. Elles sont construites de manière à ce que l'appareil puisse reposer à volonté soit sur l'une, soit sur l'autre des deux carafes qui forment ces deux capacités ; en effet, elles sont munies de pieds en verre *d* pour la carafe supérieure, en étain ou en porcelaine *e* pour la carafe inférieure qui supporte le plus habituellement l'appareil.

Pour préparer l'eau gazeuse, on introduit dans la capacité inférieure *a* 18 grammes d'*acide tartrique* et 21 grammes de *bicarbonate de soude*. On ferme alors cette carafe au moyen d'un bouchon métallique *f* qui constitue tout le mécanisme de l'appareil. C'est un cylindre creux en étain fin *f*, traversé dans le sens de sa longueur par une tige *g* égale-

ment creuse et de même métal. Cette tige s'élève à environ 20 centimètres au-dessus de l'orifice du vase inférieur, et elle plonge dans l'intérieur de ce dernier d'environ 2 à 3 centimètres. Autour de cette tige

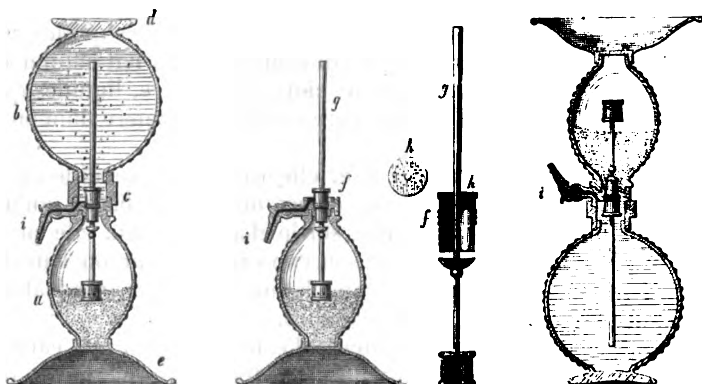



*Fig.* 16-19.

creuse est un petit disque en argent *h*, percé d'une infinité de trous capillaires qui permettent au gaz de les traverser, mais qui ne livrent point passage à l'eau.

Le bouchon étant placé, on renverse la capacité inférieure, on fait plonger le tube dans la capacité supérieure qui est aussi retournée et remplie d'eau filtrée; on visse les deux capacités l'une sur l'autre, puis on retourne l'appareil de façon que le pied en métal serve de base à l'appareil.

A peine cette manœuvre est-elle faite, qu'une portion de l'eau contenue dans la carafe supérieure (2 décilitres environ) se rend par le cylindre creux dans la carafe inférieure, se trouve en contact avec le mélange d'acide tartrique et de bicarbonate de soude; la décomposition de ce sel s'opère alors avec une vive effervescence; le gaz acide carbonique produit se tamise au travers du bouchon creux; il se divise en deux parties; l'une se dissout dans l'eau qu'il traverse, l'autre se réunit à la partie supérieure de la grande carafe. Cette dernière portion de gaz exerce une pression qui favorise la dissolution de l'acide carbonique. On peut, en outre, favoriser cette dissolution en agitant le vase.

L'eau saturée de gaz peut être facilement extraite en tout ou en partie de la carafe supérieure qui la renferme, à l'aide d'un robinet de Brahma. Ce robinet *i* consiste en une clef dont la tige conique, munie à la partie antérieure d'une vis qui la maintient, vient s'appuyer par frottement sur une extrémité garnie d'un cuir épais, de manière à rendre la fermeture aussi exacte que possible.

En mettant dans l'eau de la carafe supérieure des sirops agréables, on peut préparer des limonades gazeuses et toute espèce de boissons acidules.

La pression qui se produit dans l'appareil, 5 à 6 minutes après le mélange, arrive à 6 atmosphères. Pour prévenir les accidents qui pourraient

résulter de la fracture des vases, l'appareil est recouvert d'un tissu en jonc à claire-voie, qui, tout en augmentant sa résistance, s'opposerait, en cas de rupture, à la projection du verre et à la dispersion des fragments. — Dès qu'on agite l'appareil, le gaz se dissout et la pression descend alors rapidement à trois atmosphères et demie.

On a donné bien des formes différentes à ce petit appareil producteur d'eau gazeuse, mais dans toutes les modifications imaginées le principe est le même ; il est donc inutile de les reproduire ici.

Il ne faut pas croire, Messieurs, que l'acide carbonique conserve toujours sa forme de gaz. Le chimiste anglais Faraday l'a liquéfié en 1823, et M. Thilorier, de Paris, est parvenu à l'obtenir à l'état solide en 1835. C'est en lui faisant supporter, à la température de 0 degré, une pression de 36 atmosphères, que Faraday l'a converti en un liquide incolore et très-fluide. Dans cet état, l'acide est tellement expansif, qu'il distille entre — 17 degrés et 0 degré dans les tubes qui le contiennent (1). A zéro, sa vapeur exerce une pression égale à 36 atmosphères, et à — 11 degrés elle est encore égale à 23 atmosphères, en sorte qu'un changement de température de 11 degrés occasionne une différence de pression équivalant à 13 atmosphères.

Sir H. Davy a conclu, le premier, de ce fait important, que les gaz comprimés pourront un jour être employés comme agents mécaniques, et substitués à la vapeur d'eau, puisqu'il suffira de légères différences de température, comme celle entre le soleil et l'ombre, pour produire des changements de pression de plusieurs atmosphères, qu'on ne peut obtenir dans les machines à vapeur ordinaires qu'en brûlant une grande quantité de combustible.

Notre célèbre compatriote Brunel, dont le nom est attaché à l'une des entreprises les plus gigantesques de notre siècle (la construction du pont sous la Tamise), a voulu réaliser les idées de Davy, en construisant une machine dans laquelle l'acide carbonique liquide, alternativement raréfié par la chaleur et condensé par le froid, pût développer une force motrice considérable. L'acide carbonique liquéfié est renfermé dans deux cylindres qui communiquent, l'un avec la partie supérieure, l'autre avec la partie inférieure d'un corps de pompe garni d'un piston. Si l'on échauffe cet acide, à l'aide d'un courant d'eau bouillante, dans des tubes intérieurs de l'un des deux cylindres, la pression qui résulte de son expansion est égale à celle de 90 atmo-

(1) Le signe —, qui veut dire *moins*, placé au-devant d'un nombre exprimant les degrés du thermomètre centigrade, signifie que ces degrés sont au-dessous de 0°, ou du degré de la glace fondante. Le signe +, qui veut dire *plus*, signifie que les degrés devant lesquels il est placé sont au-dessus du 0° de ce thermomètre (Voir, pour les échelles thermométriques, les *Éléments de physique* de M. Person.)

sphères; et comme elle agit sur un piston qui ne résiste qu'avec la force de 30 atmosphères, si l'on suppose la température de 0 degré, la puissance motrice, égale à la différence, est de 60 atmosphères. On conçoit qu'en échauffant et refroidissant alternativement l'acide carbonique enfermé dans les deux cylindres, on obtient un mouvement alternatif dont la force constante, dans l'hypothèse citée, est égale à 60 atmosphères.

Si donc l'on peut vaincre les difficultés qui résultent de la facilité avec laquelle l'acide carbonique liquide fait explosion par la moindre élévation de température, et trouver des appareils assez forts pour résister à la haute tension de sa vapeur, on pourra produire des effets bien autrement prodigieux que ceux de la machine à vapeur dont la force, cependant, a déjà multiplié au centuple la puissance humaine. L'azote, et surtout l'hydrogène, dans l'état liquide, exerceraient, sans aucun doute, une bien plus puissante action que l'acide carbonique. La raison recule effrayée à l'idée des efforts que l'homme pourra surmonter avec de telles armes.

Toutefois, de pareilles armes présentent tant de dangers dans leur emploi et leur fabrication, qu'on se demande s'il ne vaudrait pas mieux ignorer leur existence. L'affreux malheur arrivé à l'École de Pharmacie de Paris, le 30 décembre 1840, montre à quels accidents on est exposé en préparant l'acide carbonique liquide. On opérait la liquéfaction du gaz dans un appareil en fonte, de l'invention de M. Thilorier.

Cet appareil est composé de deux pièces principales : le *producteur* et le *récipient*. Ce sont deux réservoirs cylindriques, de 2 centimètres environ d'épaisseur sur un diamètre intérieur de 8 à 10 centimètres. Chacun d'eux offre une capacité intérieure de 4 litres environ. L'acide carbonique est produit au moyen de la réaction de l'acide sulfurique sur le *bicarbonate de soude*, composé très-riche en acide carbonique.

On introduit dans le *producteur*, 1800 grammes de ce sel avec 3 litres et demi d'eau à 35 ou 40 degrés et au centre de ce mélange on place un cylindre en cuivre contenant 1000 grammes d'acide sulfurique concentré, et dont on ne bouche point l'ouverture supérieure. Après avoir fermé le producteur, on le fait basculer sur ses deux tourillons, de manière à le rendre horizontal. L'acide sulfurique s'écoulant alors du cylindre qui le renferme et se répandant sur le bicarbonate de soude, met immédiatement en liberté une énorme quantité de gaz acide carbonique dont la force élastique croît incessamment parce qu'il ne trouve pas l'espace suffisant pour le volume qu'il devrait occuper. Lorsque cette force élastique est devenue égale à 30 atmosphères, l'acide carbonique se liquéfie, et il distille alors dans le *récipient*, aussitôt qu'on ouvre les robinets du tube courbe qui établit la communication entre les deux capacités. Au bout d'une demi-heure, la distillation est opérée; il y a dans le récipient 1 litre 1/3 d'acide liquide et sans eau.

On opérait donc avec cet appareil, le 30 décembre 1840, à l'École de Pharmacie, et tout semblait marcher convenablement, lorsque tout à coup une explosion violente se fait entendre; c'est l'appareil qui vole en éclats, et dont un des fragments va briser les jambes et le corps du préparateur Hervy. L'infortuné jeune homme ne put résister à l'amputation, et mourut trois jours après !

Pour se mettre à l'abri de pareils accidents, on avait renoncé à l'emploi de la fonte, et on construisait le *producteur* et le *récipient* en plomb recouverts exactement, dans toutes leurs parties, de cuivre rouge renforcé lui-même par des cercles et des barres de fer forgé, lorsque MM. Deleuil, habiles fabricants d'instruments de précision, ont adopté de nouveau des cylindres en fonte de 3 centimètres d'épaisseur, disposés ainsi que la figure 20 l'indique. Les cylindres A et B, d'une capacité de

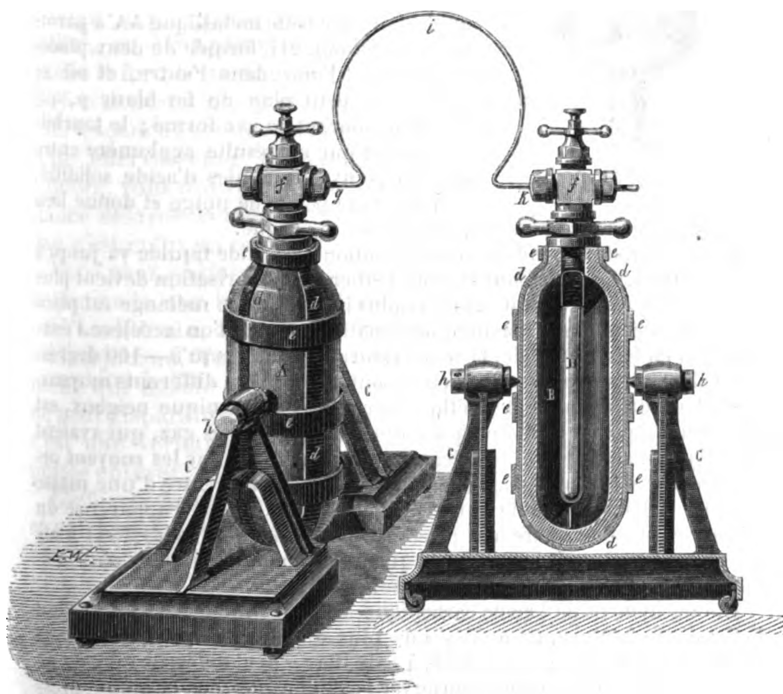



*Fig.* 20.

6 litres, sont mobiles dans un plan vertical autour de deux pivots soutenus sur de forts châssis en fonte *c*, *c*. Ils sont embrassés dans le sens de leur longueur par quatre bandes de fer doux fort épaisses *d*, *d*, *d*, *d*, maintenues elles-mêmes par quatre cercles de même nature *e*, *e*, *e*, *e*. Avant d'être mis en place, ces cercles sont chauffés au rouge, de sorte qu'en se

refroidissant ils exercent, par leur contraction, une pression considérable sur les bandes longitudinales et sur les cylindres.

Les deux cylindres sont surmontés de tubes à robinets *f, f*, et ils communiquent entre eux par un tube en cuivre *g, i*, d'un petit diamètre. L'un des cylindres sert de *producteur*, l'autre de *récipient*. La manœuvre est, d'ailleurs, semblable à celle de l'appareil Thilorier.

L'acide carbonique liquide, dont le maniement est si redoutable, perd subitement son énorme tension, lorsqu'il prend la forme solide. Lorsqu'on dirige un jet d'acide liquide à travers l'air, une partie, en reprenant l'état gazeux, enlève tellement de chaleur à la portion qui n'a pas encore changé d'état, que celle-ci se trouve immédiatement convertie en petits corpuscules blancs opaques et tout à fait semblables à la neige. On peut les réunir sous forme de masse, en faisant arriver le jet d'acide carbonique liquide dans une boîte métallique AA' à parois très-minces (*fig.* 21), formée de deux pièces s'emboîtant l'une dans l'autre, et où se trouve un petit plan de fer-blanc *p*, qui reflète le courant de gaz formé ; le tourbillonnement qui en résulte agglomère entre eux les petits corpuscules d'acide solidifié, leur fait faire pelote de neige et donne lieu bientôt à une masse blanche, spongieuse et opaque.

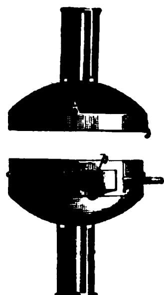


*Fig.* 21.

Le froid produit pendant la vaporisation de l'acide liquide va jusqu'à — 70 degrés. En le mêlant avec de l'éther, sa vaporisation devient plus rapide, et le froid produit est alors plus intense. Si ce mélange est placé sous le récipient de la machine pneumatique, et que l'on accélère l'évaporation en faisant le vide, la température descend jusqu'à — 100 degrés.

Le chimiste anglais Faraday, en faisant usage de ces différents moyens, et surtout du mélange de l'éther avec l'acide carbonique neigeux, est parvenu à liquéfier et même à solidifier la plupart des gaz, qui avaient résisté jusqu'alors aux divers degrés de froid produits par les moyens ordinaires. Le vif-argent placé dans une cavité faite au centre d'une masse d'acide carbonique solide se congèle aussitôt et prend l'apparence du plomb ; on peut en faire des pièces de monnaie, des médailles ; mais ces objets ne gardent leurs formes qu'autant qu'on les entoure d'un mélange d'éther et d'acide carbonique solide.

L'attouchement de l'acide carbonique solide est intolérable ; il produit l'effet d'une brûlure. Ce qu'il y a de plus singulier, c'est qu'il garde sa forme pendant quelques instants à l'air libre, bien différent en cela de l'acide liquide, qui ne peut conserver la sienne que sous la même pression qui a servi à le produire.

Cet exemple d'un gaz devenu solide et concret est d'autant plus remarquable, qu'il s'agit d'un fluide élastique qui exige l'action mécanique la plus puissante pour arriver à la liquéfaction, et qui reprend avec le plus de promptitude sa première forme, lorsque la compression vient à cesser.

L'acide carbonique est un des acides les plus faibles, c'est-à-

dire qu'il peut être facilement chassé, par les autres acides, des corps avec lesquels il est uni ou combiné, comme je vais vous le démontrer. *Les pierres calcaires, la craie, les marbres, l'albâtre, les tufs, les coraux, les coquillages*, etc., etc., ne sont autre chose que des composés de chaux et d'acide carbonique. Eh bien ! que l'on verse sur l'une de ces substances quelques gouttes de vinaigre, de jus de citron ou de tout autre liquide acide, il se produira aussitôt ce qu'on appelle en chimie une *effervescence* (*fig.* 22), c'est-à-dire un dégagement si instantané d'acide carbonique, qu'une mousse débordera bientôt du vase où la réaction a lieu. Cet effet est dû au gaz qui entraîne avec lui une partie du liquide qu'on a versé sur la pierre. C'est parce que l'acide carbonique a peu d'affinité pour la chaux, que l'acide renfermé dans le vinaigre ou le jus de citron produit sa séparation, en s'emparant de la terre, avec laquelle il forme un nouveau composé. Toutes les fois donc qu'une pierre ou un minéral fait effervescence avec les acides, et que le gaz de cette effervescence est invisible et presque inodore, vous pouvez en conclure que la substance essayée renferme de l'acide carbonique en combinaison, que c'est enfin un *carbonate*, comme on dit en termes techniques.



*Fig.* 22.

Vous avez parfois laissé tomber par mégarde du vinaigre ou de la limonade sur le marbre d'une cheminée, et vous avez été surpris, sans doute, de voir une tache se former là où le liquide acide avait séjourné. Vous avez maintenant l'explication de ce phénomène qui désole toujours les maîtresses de maison, car la tache ne peut disparaître ni par le frottement, ni par le lavage, puisque c'est une véritable destruction ; il n'y a qu'un poli nouveau qui puisse enlever la trace de l'accident.

L'effervescence des pierres calcaires au contact d'un suc acide, et notamment au contact du vinaigre, est un fait connu de toute antiquité. C'est à l'aide du vinaigre que l'on attaquait les roches calcaires, pour achever de les briser ensuite avec des maillets de fer.

C'est en tirant parti de cette action des acides sur les pierres calcaires, qu'on peut se procurer, en peu d'instants, une grande quantité d'acide carbonique. Voici le procédé fort simple qu'on met en usage dans les laboratoires :

On introduit dans un flacon A (*fig.* 23) à deux ouvertures ou *tubulures* B, C un certain nombre de petits fragments de marbre blanc, puis assez d'eau pour les recouvrir d'une épaisseur de quelques centimètres. On ferme l'une des ouvertures du vase avec un bouchon traversé dans son milieu par un tube droit D, qui plonge

presque jusqu'au fond, et qui est terminé en haut par un petit entonnoir. Un autre tube E passe dans la seconde tubulure, mais

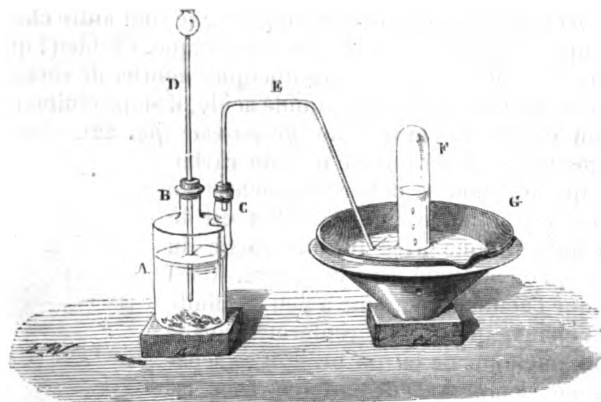



*Fig.* 23.

sans pénétrer aussi profondément; ce second tube est deux fois recourbé, et il est destiné à conduire le gaz sous une cloche F remplie d'eau et placée dans une terrine G pleine du même liquide.

Si, maintenant, à l'aide du tube droit à entonnoir, on verse dans le flacon un acide quelconque, de l'acide chlorhydrique ou *esprit de sel*, par exemple, l'acide produit aussitôt, au contact du marbre, une effervescence très-vive, et met en liberté le gaz acide carbonique contenu dans la pierre. Ce gaz, en s'accumulant dans le flacon, en chasse bientôt tout l'air, puis se répand lui-même au dehors et vient remplir les cloches pleines d'eau, qu'on place successivement au-dessus du tube à dégagement, et, tant qu'il y a du marbre et de l'acide dans le flacon, l'écoulement du gaz carbonique ne s'arrête pas.

Avec 32 grammes de marbre, il est facile de recueillir ainsi, en quelques minutes, plusieurs litres de gaz. Vous concevez qu'à la place du marbre on peut mettre dans le flacon toute autre pierre calcaire, notamment de la craie, qui est si commune. Mais c'est le marbre blanc qui donne le gaz le plus pur et le moins odorant.

On reconnaît que ce gaz est pur, c'est-à-dire non mélangé d'air, lorsqu'il est absorbé complétement par une dissolution de potasse, et qu'il trouble fortement l'eau de chaux, qui devient blanche comme du lait. Ce dernier caractère sert à distinguer le gaz acide carbonique du gaz azote, qui tous deux se ressemblent par la propriété d'éteindre les bougies enflammées.

L'acide carbonique est, à coup sûr, un des corps les plus répandus dans la nature. Non-seulement, à l'état de gaz, il se trouve mêlé à l'air atmosphérique dans les proportions de quelques dix-millièmes, mais il se rencontre pur ou presque pur dans les diverses cavités ou grottes que présentent les pays volcaniques et quelques-uns des terrains calcaires. Il existe aussi au fond des puits, dans l'intérieur des mines et des carrières. Comme il est plus pesant que l'air, il n'occupe jamais que la partie inférieure de ces cavernes, à moins que la quantité qui se dégage continuellement du sol ne soit assez considérable pour les remplir entièrement, ce qui arrive dans quelques localités. Dans le premier cas, la couche du gaz ne s'élève guère à plus de 3 à 6 décimètres, mais elle suffit toujours pour asphyxier les animaux qui cherchent un refuge dans ces lieux déserts; les hommes peuvent y pénétrer impunément. Il n'en serait pas de même dans les cavernes abandonnées depuis quelque temps, ou dans les puits des mines; l'atmosphère en serait mortelle pour les hommes qui auraient l'imprudence d'y descendre. — Dans les mines mal aérées et dans les houillères, le gaz carbonique manifeste souvent sa présence en éteignant les lumières des mineurs et en rendant leur respiration excessivement pénible; ils le nomment *mofette asphyxiante.* On a remarqué que sa quantité augmente sensiblement quand le temps est chaud et orageux, et quand le vent suit une certaine direction.

Il y a bien longtemps qu'on a observé les effets pernicieux du gaz carbonique dans les mines; l'extinction des lampes, les accidents d'asphyxie qu'il occasionne étaient attribués, chez les Grecs et les Romains, et avec raison, à des *airs irrespirables;* mais la superstition des siècles suivants transforma ces airs ou gaz en démons et en esprits malins. Au moyen âge, surtout, on croyait fermement à l'existence, dans les mines, d'esprits ou de génies qui gardaient les trésors de la terre et jouaient des tours aux mineurs. C'étaient des nains malicieux qui soufflaient la lampe du mineur pour l'égarer. — L'empoisonnement des puits était une croyance très-répandue chez le peuple, à l'époque des guerres du protestantisme, et nous l'avons vue se reproduire de nos jours. Ce qui avait principalement donné lieu à cette croyance qui a fait tant de victimes innocentes, ce sont les accidents d'asphyxie occasionnés par la présence du gaz acide carbonique accumulé au fond de certains puits. Ce genre de mort si prompt, et ne déterminant sur le cadavre aucune lésion apparente, ne manquait jamais de frapper de stupeur l'esprit crédule et superstitieux des hommes du moyen âge. L'asphyxie ne pouvait être que l'œuvre du diable ou l'effet d'un poison subtil et violent, inventé par les juifs ou les alchimistes.

Les grottes qui renferment habituellement du gaz carbonique sont très-communes sur le territoire de Naples et dans quelques parties de l'Italie. On cite entre autres la célèbre *Grotte du Chien*, près de Pozzuolo, sur les bords du lac d'Agnano. Son nom lui vient de ce que, depuis des siècles, les habitants, pour faire voir l'influence mortelle du gaz qui y forme une couche de plusieurs centimètres d'épaisseur, y font entrer un chien, qui perd bientôt l'usage de ses sens et meurt infailliblement si on ne le remet promptement à l'air libre. Ce phénomène naturel était connu des Romains, car l'histoire rapporte que deux esclaves, que Tibère fit descendre dans la Grotte du Chien, périrent sur-le-champ. Deux criminels, que Pierre de Tolède, vice-roi de Naples, fit renfermer dans cette grotte, eurent le même sort (1).

Il se trouve beaucoup de grottes de ce genre dans plusieurs autres pays, et notamment en France. Toutes les cavités des terrains calcaires sont remplies de ce gaz ; celles des environs de Paris, et surtout de Montrouge, peuvent être citées comme exemple. Les caves des quartiers de la capitale qui avoisinent ce village se remplissent d'acide carbonique dans certaines circonstances qui ne sont pas bien connues, à tel point que leur atmosphère devient mortelle en très-peu de temps. Dans toutes les *marnières* (excavations que les cultivateurs creusent au milieu des champs pour en retirer de la marne, si utile à l'agriculture) un pareil dégagement a lieu ; aussi, apprend-on souvent que des ouvriers ont été as-

---

(1) J'emprunte au docteur C. James, qui a visité la Grotte du Chien en 1843, les renseignements suivants, qui font particulièrement connaître le singulier phénomène dont il est question :

« La Grotte du Chien est située à Pozzuolo, sur le penchant d'une petite montagne extrêmement fertile, en face et à peu de distance du lac d'Agnano. L'entrée en est fermée par une porte dont un gardien a la clef. La grotte a l'apparence et la forme d'un petit cabanon dont les parois et la voûte seraient grossièrement taillées dans le rocher. Sa largeur est d'environ 1 mètre, sa profondeur de 3 mètres, sa hauteur de 1 mètre et demi. Il serait difficile de juger, par son aspect, si elle est l'œuvre de l'homme ou de la nature. L'aire de la grotte est terreuse, noire, humide, brûlante. De petites bulles sourdent dans quelques points de sa surface, crèvent et laissent échapper un fluide aériforme qui se réunit en un nuage blanchâtre au-dessus du sol. Ce nuage est formé de gaz acide carbonique que colore un peu de vapeur d'eau.

« La couche de gaz a une hauteur de 20 à 60 centimètres. Elle représente donc un plan incliné dont la plus grande hauteur correspond à la partie la plus profonde de la grotte. C'est là une conséquence toute physique de la disposition du sol. L'aire de la grotte étant à peu près au même niveau que l'ouverture extérieure, le gaz trouve une issue au dehors par le seuil de la porte, et coule comme un ruisseau le long du sentier de la montagne. On peut suivre le courant à une assez grande distance. Une bougie qu'on y plonge s'éteint à plus de 2 mètres de la grotte.

« Voici l'expérience que le gardien montre aux visiteurs. Il a un chien dont il lie les pattes pour l'empêcher de fuir, et qu'il dépose ensuite au milieu de la grotte.

phyxiés pour être descendus sans précaution dans des marnières mal aérées ou abandonnées depuis quelque temps.

Dans certaines localités, l'acide carbonique sort de terre en quantité souvent fort considérable. C'est ce qui a lieu près de la ville d'Aigue-Perse, en Auvergne, dans un lieu nommé, à cause de cela, la *Fontaine Empoisonnée*. C'est un trou arrondi, placé au milieu d'un petit enfoncement du terrain, et d'où il sort continuellement une énorme quantité de gaz. Ordinairement cette cavité contient de l'eau bourbeuse à travers laquelle le gaz se dégage sous forme de grosses bulles qui, en crevant à la surface, font entendre un bruit qu'on perçoit à la distance de 5 à 6 mètres. La végétation la plus riche entoure cette source dangereuse; tous les oiseaux, les petits quadrupèdes, les insectes, qui sont attirés par la fraîcheur du feuillage, tombent asphyxiés; aussi le sol est-il sans cesse jonché de cadavres, dans un rayon assez étendu. Les bergers ont grand soin d'empêcher les bestiaux d'en approcher. — Une source d'acide carbonique non moins curieuse existe dans les bois qui entourent le lac Laacher, sur les bords du Rhin. Le gaz se fait jour silencieusement à travers le sol, et vient aboutir dans une espèce de fosse de 6 à 9 décimètres de profondeur pratiquée dans la terre végétale, au milieu de broussailles. Lorsque l'air est calme, la cavité se remplit presque uniquement d'acide carbonique. Le fond du trou est couvert de débris; les insectes et les fourmis y arrivent en grand nombre pour chercher leur nourriture; mais, privés d'air, ils y meurent pour la plupart, et les oiseaux, à leur tour, apercevant l'appât trompeur, volent vers le piége et y sont pris. Les bûcherons, connaissant fort bien cette manœuvre, visitent souvent l'endroit et tirent profit de cette chasse dont la

---

L'animal manifeste une vive anxiété, se débat, et paraît bientôt expirant. Son maître, alors, l'emporte hors de la grotte et l'expose au grand air, en le débarrassant de ses liens. Peu à peu l'animal revient à la vie; puis, tout à coup, il se lève et se sauve rapidement, comme s'il redoutait une seconde épreuve. Voilà plus de trois ans que le chien que j'ai vu fait le service et qu'il est ainsi, chaque jour, asphyxié et désasphyxié plusieurs fois. Sa santé générale est excellente, et il paraît se trouver à merveille de ce régime. Ce chien a un instinct bien remarquable; du plus loin qu'il aperçoit un étranger, il devient triste, hargneux, aboie sourdement, et est disposé à mordre. Il faut que son maître le tienne en laisse pour le conduire à la grotte, et encore se fait-il traîner en baissant la queue et les oreilles. Quand, au contraire, l'expérience finie, l'étranger s'en retourne, il l'accompagne avec tous les témoignages de la joie la plus vive et la plus expansive.

« Un chien meurt au bout de trois minutes, un chat quatre minutes, les lapins soixante-quinze secondes. Un homme y périt en moins de dix minutes, quand il est plongé dans la couche du gaz. »

M. C. James conclut de ses observations qu'une source d'eau thermale gazeuse passe au-dessous de la Grotte-du-Chien, et qu'elle laisse échapper, à travers les porosités du sol, le gaz carbonique qui se renouvelle sans cesse, comme le courant qui l'alimente.

nature fait tous les frais. — Ces phénomènes naturels, dont les auteurs n'ont presque pas parlé, ont quelque chose de plus magique et de plus pittoresque que la Grotte-du-Chien, dont on a trop exalté la merveille.

Il est facile d'expliquer la présence de l'acide carbonique dans le sol, puisque c'est l'un des principaux produits de la décomposition des matières végétales et animales qui s'y trouvent toujours mêlées en plus ou moins grande quantité.

Les dangers auxquels on est exposé en pénétrant imprudemment dans les mines, grottes, carrières, ou dans les puits profonds dont on a lieu de suspecter l'air, nous font un devoir d'indiquer les précautions à prendre lorsqu'on est appelé à descendre dans ces cavités souterraines. Il faut se faire précéder par des chandelles allumées et en observer attentivement l'état. Si ces chandelles brûlent tranquillement comme à l'ordinaire, il n'y a aucun danger à respirer l'air qui les environne. Mais si leur flamme pâlit, si elle se rétrécit, et à plus forte raison si elle s'éteint, il faut se garder d'y entrer avant d'en avoir renouvelé l'air. On y parvient facilement en allumant, à l'entrée, un bon fourneau dont le cendrier communique avec un tuyau qui va puiser l'air nécessaire à la combustion dans la cavité même. On peut encore faire usage avec succès du *ventilateur* de Desaguiller.

Cet appareil (fig. 24), facilement transportable, et que l'on pose à l'ouverture de la cavité à assainir, se compose d'un tambour dans

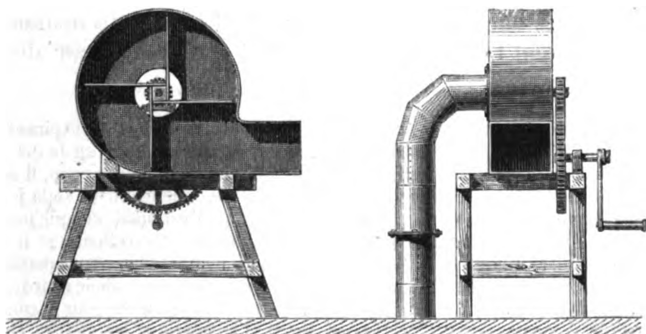


*Fig.* 24.

l'intérieur duquel il y a quatre ailes qui, par leur mouvement, attirent l'air de la cavité, et le chassent ensuite au dehors, avec une force proportionnée à la rapidité qui leur a été imprimée. A l'aide d'une roue dentée, on peut en accélérer le mouvement, et un seul homme de moyenne force suffit pour mouvoir ce ventilateur;

mais il ne peut tourner d'une manière uniforme que pendant dix minutes ; il lui faut donc des remplaçants pour qu'il puisse se reposer sans que la machine éprouve la moindre interruption.

Mais lorsqu'on a besoin de pénétrer très-promptement dans la cavité, pour en retirer, par exemple, des personnes asphyxiées, ce qu'il y a de mieux à faire, c'est d'y verser de l'alcali volatil ou ammoniaque, dissous dans l'eau, ou de l'urine putréfiée ou de la potasse ou de la soude caustique, ou bien encore de la chaux vive qu'on fait d'abord fuser et qu'on délaie ensuite dans l'eau. On lance ces matières dans la cavité à l'aide d'une pompe et même d'une seringue au besoin. Au bout de quelques instants, on s'assure, au moyen d'une chandelle allumée, si l'acide carbonique a été absorbé, et, dès qu'elle ne s'éteint pas, on peut entrer dans le souterrain. Dans tous les cas, il est prudent de n'y laisser descendre aucun individu sans l'avoir attaché à une forte corde, de manière à ce qu'on puisse le remonter promptement, dans le cas où l'air ne serait pas complétement purifié. Une bonne précaution à suivre encore, c'est de placer au-devant de la bouche de l'homme qui descend un petit sachet en toile, contenant un mélange de chaux fusée sèche et de sel de Glauber en poudre, à parties égales. Ce mélange, qui a une extrême avidité pour l'acide carbonique, purifie l'air de tout gaz malfaisant, à mesure qu'il passe ou se tamise, pour ainsi dire, au travers du sachet, et ne laisse ainsi parvenir, pour le besoin de la respiration, qu'un air pur et salubre. A l'aide de ces précautions, on sauverait ainsi un homme dont la vie tient souvent à quelques minutes, et celui qui viendrait à son secours ne serait plus victime d'un généreux dévouement.

On s'est beaucoup occupé, depuis une quarantaine d'années, des moyens propres à permettre aux hommes de pénétrer et de vivre, sans inconvénients, dans des lieux infectés, soit pour porter secours aux ouvriers qui ont déjà subi l'influence délétère de l'air que ces lieux renferment, soit pour exécuter quelque opération impérieusement nécessaire. L'appareil inventé en 1834 par M. Paulin, colonel des sapeurs-pompiers de Paris, est, sans contredit, le plus efficace de tous les moyens proposés jusqu'à ce jour. Je vais vous le faire connaître en peu de mots (fig. 25).

A Blouse vue séparément. Elle est en cuir de vache souple et léger ; elle est surmontée d'un capuchon qui recouvre la tête du pompier. — *b* Masque en verre solidement ajusté sur le devant du capuchon ; il est traversé par un sifflet qui sert à donner les signaux. — *d* Ajustage en cuivre, fixé à la blouse, auquel se visse le boyau d'alimentation d'air. — *c*, *c* Bretelles à passer sous les cuisses et destinées à empêcher la blouse de se retrousser. — *i*, *i* Bracelets pour serrer les poignets.

Pompier revêtu de la blouse, qui est balonnée par l'effet de l'air introduit à l'aide d'une pompe foulante. A la ceinture qui serre le corps il y a une lanterne

pour diriger la marche du pompier. On voit le tuyau *j*, qui amène sous la blouse l'air refoulé par une pompe.




*Fig.* 25.

M. Paulin a imaginé de revêtir l'homme d'une blouse en peau, d'une espèce de camail qui lui couvre la tête et descend jusqu'à la ceinture, où elle est serrée par une bande de cuir; les manches sont fixées aux poignets par des bracelets. Cette blouse est armée d'un masque en verre, qui permet à l'homme de se diriger; elle porte, sur la partie qui couvre la poitrine, une lanterne qui l'éclaire au besoin. Un tuyau semblable à ceux des pompes à incendie, et communiquant par un bout à l'une de ces pompes, vient par l'autre bout se fixer au camail et s'attacher fortement à la ceinture. En faisant fonctionner la pompe à vide, elle lance l'air sous le vêtement, le ballonne et maintient l'homme dans une atmosphère condensée et sans cesse renouvelée. L'air extérieur délétère ne peut s'introduire sous le vêtement, car il est continuellement repoussé par celui qui s'échappe des joints. Une fois gonflée, la blouse contient assez d'air pour qu'un homme puisse y respirer sans gêne, pendant 6 ou 8 minutes. En avant du masque est un sifflet pour faire des signaux.

Cet appareil, dont l'efficacité a été constatée par de nombreuses expériences, et qui est réellement indispensable pour éteindre les feux de cave, arrêter les incendies qui se déclarent dans la cale des vaisseaux,

pénétrer dans les puits, les carrières, les mines, les fosses d'aisances, etc., partout enfin où l'air est devenu impropre à la respiration, est adopté à Paris, à Londres, à Anvers et dans d'autres villes. L'Académie des Sciences a décerné à son inventeur un prix de 8,000 fr. en 1837.

Il y a des moyens de remédier aux infiltrations de l'acide carbonique dans les caves qui sont sujettes à en être remplies. Il faut réparer les fentes des murs avec soin, couvrir même toute leur surface d'une couche de mortier hydraulique, et placer à quelques centimètres au-dessous du sol un lit d'argile, liante, bien battue, que l'on recouvre ensuite de terre également bien battue. Il est bon aussi d'ouvrir deux soupiraux aux deux extrémités de la cave, l'un au midi, l'autre au nord, afin d'établir dans toute sa longueur un courant d'air continuel. Enfin, en place de ce dernier moyen, on peut poser un tuyau qui aboutisse à la partie inférieure de la cave, et qui aille s'ouvrir de l'autre côté dans une cheminée, après avoir parcouru une partie de sa hauteur pour s'y réchauffer. De cette manière, l'air vicié s'élève incessamment dans le tuyau, et est remplacé par de l'air pur du dehors qui afflue par la porte d'entrée ; mais cette circulation, qui s'exécute bien en hiver, devient presque nulle en été, à cause de la haute température de l'air extérieur. Aussi le premier mode indiqué est-il indispensable pour un parfait assainissement des souterrains.

Revenons aux différents états sous lesquels l'acide carbonique se présente dans la nature.

Toutes les eaux qui coulent à la surface du globe tiennent en dissolution une quantité plus ou moins grande de ce gaz ; il en est beaucoup qui en sont tellement chargées qu'elles ont une saveur aigrelette et la propriété de mousser fortement. Elles sont connues sous le nom d'*eaux minérales acidules* ou *gazeuses*. Ces sources se trouvent avec profusion dans presque tous les terrains ; celles de Seltz, de Pyrmont, de Spa, de Pougues, de Châteldon, etc., sont assez connues. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que plusieurs eaux chaudes ou *thermales* en contiennent ; telles sont celles de Vichy, du mont Dor, etc. Dans ce cas, on ne peut expliquer son existence qu'en admettant qu'il a été dissous à une pression considérable. Ce qui tend à confirmer cette opinion, c'est que ces eaux le laissent dégager aussitôt qu'elles reçoivent le contact de l'air. Il est quelques-unes de ces sources qui en exhalent une si grande quantité, que l'atmosphère environnante est mortelle pour les animaux.

Uni à différents oxydes, l'acide carbonique est tout aussi commun dans les diverses parties de la couche solide de la terre qu'à l'état de liberté, à sa surface. Le composé qu'il forme avec la

chaux est un des sels le plus universellement et le plus abondamment répandus. Nous avons déjà dit que c'est lui qui constitue toutes les nombreuses variétés de pierres calcaires, aussi bien que les marbres, les craies, les marnes, etc.

Enfin l'acide carbonique se produit à chaque instant sous nos yeux et se répand continuellement dans l'atmosphère. Quatre sources principales en versent sans cesse dans l'air que nous respirons, à savoir :

1° Les volcans en activité qui en produisent des masses énormes;

2° La combustion des substances qui sont employées à fournir de la chaleur et de la lumière ;

3° La décomposition spontanée des matières organiques à la surface du sol ;

4° La respiration des hommes et des animaux qui exhalent constamment de leurs corps des quantités considérables d'acide carbonique. — Il est bien facile de constater la présence de ce gaz dans l'air expiré des poumons ; il suffit de faire sortir cet air par un tube de verre qui plonge dans l'eau de chaux. En quelques secondes, le liquide est fortement troublé, et dépose une poudre blanche qu'on reconnaît facilement pour un *carbonate*, au moyen d'un acide qui, versé dessus, produit une vive effervescence.

D'après les expériences de M. Lassaigne, voici les quantités d'acide carbonique que l'homme et les principaux animaux domestiques exhalent dans l'air, en une heure :

| | Litres. |
|---|---|
| Taureau | 271,10 |
| Cheval | 219,72 |
| Bélier de 8 mois | 55,23 |
| Chèvre de 8 ans | 21,48 |
| Chien de chasse | 18,31 |
| Homme | 17,76 |
| Chevreau de 5 mois | 11,60 |

M. Boussingault a déterminé approximativement la proportion d'acide carbonique qui se produit à la fois, à Paris, en 24 heures. Il est arrivé aux résultats suivants :

| | Mètres cubes. |
|---|---|
| Par la population | 336,777 |
| Par les chevaux | 132,370 |
| Par le bois à brûler | 855,385 |
| Par le charbon de bois | 1,250,700 |
| Par la houille | 314,215 |
| Par l'huile à brûler | 58,401 |
| Par le suif ou les chandelles | 25,722 |
| Par la cire des bougies | 1,041 |
| | 2,974,641 |

Les quatre causes de production de l'acide carbonique, dont nous venons de parler, et qui sont toujours en action, fournissent à l'atmosphère une énorme quantité de ce gaz; cependant l'expérience démontre que la proportion contenue dans l'air est infiniment petite, puisque le maximum n'arrive pas à 0,0006. Cette circonstance remarquable, et qui est bien faite pour surprendre les esprits superficiels, vient de ce que les parties des végétaux qui sont colorées en vert ont la propriété, sous l'influence de la lumière solaire, d'absorber l'acide carbonique, de le décomposer, de s'emparer du charbon qu'il contient et de rejeter dans l'air la plus grande partie de l'oxygène qui en provient. Les nombreuses expériences de Priestley, d'Ingenhouss, de Sennebier, de Théodore de Saussure, ne laissent aucun doute à cet égard.

Par conséquent, les végétaux purifient l'air, en décomposant l'acide carbonique formé aux dépens de leur propre substance et celui qui leur arrive dissous dans l'air ou dans l'eau, et en exhalant ensuite dans l'atmosphère une quantité d'oxygène qui contrebalance celle qui est absorbée par les êtres vivants ou morts et les corps en combustion. Cela est si vrai, que Priestley et Ingenhouss ont reconnu qu'un air dans lequel les bougies cessent de brûler à cause de l'acide carbonique qu'il renferme, permet la combustion de ces bougies, après qu'il a été en contact pendant quelques jours, sous l'influence solaire, avec des plantes en pleine végétation.

Vous ne devez donc plus être surpris, d'après cette influence de la matière verte des plantes, que la proportion d'acide carbonique atmosphérique soit très-faible dans l'air qui nous environne.

Cette proportion est de

3,0009 pendant le jour;
4,0002 pendant la nuit;
3,0019 dans l'intérieur des villes;
2,0098 à la campagne.

D'où il suit que l'air est un peu plus pur à la campagne qu'à la ville, de même qu'il l'est plus aussi pendant le jour que pendant la nuit. Mais, dans tous les cas, la différence est fort légère.

Cette décomposition et cette régénération continuelles de l'acide carbonique, par suite de la respiration des plantes et des animaux, s'opèrent dans une si parfaite harmonie, que la proportion de ce gaz dans l'air ne change pas sensiblement, et qu'il en résulte un véritable équilibre mobile, qui maintient l'intégrité de composition de l'atmosphère, et assure à tout jamais la permanence des conditions extérieures nécessaires au développement des êtres vivants à la surface du globe.

Il est, au reste, bien facile de constater la présence de l'acide carbonique dans l'air atmosphérique. Il suffit, en effet, d'exposer, au contact de l'air libre, de l'eau de chaux, mise dans une large capsule de verre, pendant plusieurs jours. On brise fréquemment la pellicule blanche et terreuse qui se forme à la surface du liquide. On recueille, par ce moyen, une quantité très-notable d'une terre qui fait une vive effervescence avec les acides, et qui, calcinée dans un petit appareil propre à recueillir les gaz, fournit un fluide élastique qui jouit de toutes les propriétés de l'acide carbonique. Or, cet acide ne peut provenir que de l'air, puisque l'eau de chaux employée pour le condenser n'en contenait pas. Cette expérience si concluante, que nous devons à Black, répétée à toutes les hauteurs de l'atmosphère, au sommet du mont Blanc (il a 4,797 mètres d'élévation), par Saussure père, sur de l'air pris par l'aéronaute Garnerin, à la hauteur de 1,390 mètres environ, démontre que l'acide carbonique n'existe pas seulement dans les couches inférieures de l'air, mais qu'il se trouve dans les régions les plus élevées.

Vous pourriez croire, Messieurs, qu'en raison de la quantité infiniment petite de ce gaz dans notre atmosphère, son influence doit être à peu près nulle dans la production des phénomènes qui s'accomplissent à la surface de la terre. Détrompez-vous, cependant, car l'étude plus attentive de ceux-ci a démontré que l'acide carbonique atmosphérique est l'origine, la cause des effets les plus étendus et les plus variés. Plus tard, nous verrons que c'est ce gaz qui fournit aux plantes la majeure partie du carbone nécessaire à la constitution et au développement de leurs tissus et de leurs organes. Mais, dès à présent, je puis vous dire que, malgré son peu d'énergie comme acide, il joue, néanmoins, un rôle de tous les instants dans la décomposition des roches pierreuses superficielles. Dissous par l'eau des pluies et présenté ainsi dans un état plus favorable aux réactions chimiques, il attaque peu à peu et ronge les pierres les plus dures, finit par désagréger jusqu'au granit lui-même qu'il fait tomber en poussière, en en changeant la nature. L'absorption de l'oxygène lui-même par les métaux n'est pas seulement favorisée par l'humidité, elle est surtout déterminée par la présence de l'acide carbonique qui provoque, pour ainsi dire, l'oxydation.

Ces vues, qu'il ne m'est pas permis de développer en ce moment, vous initient déjà à quelques-uns de ces effets grandioses dont la surface de notre planète est le théâtre, et dont la connaissance excite chez les hommes de science une si profonde admiration pour les œuvres du Créateur.

# QUATRIÈME LEÇON

## DE L'AIR (SUITE).

SOMMAIRE. — Humidité constante de l'air atmosphérique.—Des miasmes.—De l'air confiné. – Causes diverses qui vicient l'air.— Moyens de doser l'humidité et l'acide carbonique de l'air. — De la RESPIRATION. — Principes de ventilation. — Théorie de la respiration et sources de la chaleur animale.

Indépendamment de l'acide carbonique, dont je vous ai suffisamment parlé dans la dernière leçon, il y a toujours dans l'air que nous respirons de l'eau en vapeur et certaines matières organiques sur lesquelles je dois appeler votre attention.

### De l'Humidité de l'air.

L'air atmosphérique renferme constamment de l'eau en vapeur, c'est-à-dire à l'état de fluide élastique invisible. Elle s'y trouve même au-dessous de 0°. Le fluide atmosphérique a la propriété d'en contenir d'autant plus qu'il occupe plus d'espace et que sa température est plus élevée. Par conséquent, il en laisse précipiter quand il en est *saturé*, si on le comprime ou si on le refroidit, et il en prend une nouvelle quantité si l'on augmente son volume ou si on l'échauffe. De là, l'explication de la plupart des *météores aqueux*, qui ne doivent leur origine qu'à l'eau suspendue dans l'atmosphère.

En effet, lorsque l'air vient à se refroidir, la vapeur invisible qu'il contient se condense en forme de petites sphères ou vésicules creuses, qui prennent le nom de *brouillards*, quand le phénomène a lieu à la surface de la terre, et celui de *nuages* quand il se passe à une certaine hauteur. Si le refroidissement accidentel de l'air est plus grand, sa vapeur se liquéfie et tombe alors ou en *rosée* ou en *pluie ;* s'il est plus considérable encore, elle se solidifie et devient ce qu'on appelle *gelée blanche*, *givre* ou *grésil*, *neige* et *grêle*.

Puisque l'air contient toujours une certaine quantité de vapeurs aqueuses, il faut nécessairement qu'il prenne l'eau à la surface de la terre ; c'est, en effet, ce qui a lieu, et, soit sur le sol, soit sur les mers, il s'élève continuellement dans l'atmosphère une couche d'eau réduite en vapeurs, couche d'autant plus épaisse que l'air est plus chaud, plus sec et plus agité. Vous avez tous, Messieurs, conscience de ce fait, bien que peut-être votre esprit ne s'y soit pas arrêté. Lorsque vous abandonnez à lui-même un vase ouvert plein d'eau, vous vous apercevez, au bout de quelque temps, que

cette eau a diminué de volume, et qu'elle finit même par disparaître complétement au bout d'un temps plus ou moins long, disparition qui est, d'ailleurs, bien plus rapide en été qu'en hiver. C'est que l'eau, dans ce cas, prend la forme d'un fluide invisible et gazeux, qui se mélange à l'air atmosphérique. Or, ce phénomène de l'ascension de l'eau dans l'air a reçu le nom d'*évaporation*.

Cette évaporation de l'eau ne cesse que pendant les pluies abondantes, et la glace même s'évapore au sein de l'hiver. 1 mètre carré d'une surface liquide laisse évaporer 1 décimètre cube ou 1 litre par vingt-quatre heures; d'où il suit qu'un seul kilomètre carré de la surface de la mer produit chaque jour 1,000,000 de litres ou 1,000 mètres cubes de vapeur d'eau; ou, en d'autres termes, qu'une masse d'eau quelconque diminue d'un millimètre de hauteur en vingt-quatre heures, à la température ordinaire (1).

Ajoutez à cela toute l'eau que laisse exhaler la terre humide, toute celle qui sort des végétaux par la transpiration insensible, et dont la proportion pour chaque arbre est d'environ 12 kilogrammes par vingt-quatre heures; celle, enfin, qui provient de cette multitude d'êtres animés qui transpirent aussi, même dans les climats les plus rigoureux et pendant les froids les plus intenses (la transpiration de l'homme donne environ 1 kilogramme d'eau par vingt-quatre heures), et vous ne serez plus surpris qu'il y ait toujours beaucoup d'eau dissoute dans l'air. Votre imagination pourrait, peut-être, s'alarmer de cet immense réservoir d'eau toujours suspendu sur vos têtes et prêt, à chaque instant, à renouveler les terribles scènes du déluge qui a bouleversé notre planète, et dont le souvenir s'est transmis d'âge en âge.

Mais rassurez-vous, l'harmonie de la nature est telle, que cette immense masse d'eau se réduit incessamment par la condensation graduelle des vapeurs, qui retombent sur nos continents sous les formes diverses que nous venons d'indiquer. D'ailleurs, les mouvements continuels qui s'opèrent dans les couches atmosphériques, en mélangent toutes les parties, et établissent partout un équilibre d'humidité qu'on désigne sous le nom d'*état hygrométrique*. Les régions de l'air qui ont perdu accidentellement l'eau dont elles étaient chargées ne sont pas longtemps sans se mêler aux autres, puisqu'en ne donnant à l'air qu'une vitesse de 3 myriamètres à l'heure, celui de l'équateur et celui du pôle ne mettent pas plus de 8 jours à se rencontrer. On sait que, dans les ouragans, le

---

(1) Un célèbre physicien, Curwen, prétend s'être assuré qu'il s'évapore, en une heure, d'un hectare de terre fraîchement labourée, 11 hectolitres 87 d'eau; ce qui ferait pour 24 heures 281 hectolitres 88. Il est vrai que la puissance d'évaporation diminue à mesure que la terre se dessèche.

vent parcourt 36 mètres par seconde, et même davantage, ce qui fait 10 myriamètres par heure.

La quantité de vapeur atmosphérique étant en proportion de la température de l'air, varie nécessairement en raison du climat, de l'élévation des lieux et du cours des saisons; ainsi, elle décroît de bas en haut, et de l'équateur vers les pôles; elle est bien plus abondante en été qu'en hiver. Gay-Lussac et les autres physiciens qui ont osé s'élever dans le vaste champ des airs, ont remarqué que dans les hautes régions, où le froid devient de plus en plus vif, la sécheresse est telle, que le bois, le parchemin se tordent et se déforment comme lorsqu'ils sont exposés à l'action d'une forte chaleur. Suivant Dalton, la quantité moyenne de vapeur d'eau, tenue en dissolution dans l'atmosphère, peut s'élever aux 0,0142 environ de son volume.

Il est une foule de moyens propres à démontrer l'existence de la vapeur d'eau dans l'air qui paraît le moins humide et le plus transparent. Les uns consistent à abaisser suffisamment sa température pour que la vapeur se condense sous forme solide ou liquide; les autres, à le mettre en contact avec des substances qui ont pour l'eau une affinité très-prononcée, et qui, pour cette raison, lui enlèvent celle qu'il contient en se l'appropriant.

A chaque instant, nous sommes témoins de phénomènes produits par le refroidissement de l'air. Ainsi, lorsqu'on vient à placer un corps froid dans une atmosphère un peu chaude, et conséquemment humide, il se couvre d'eau, parce qu'en refroidissant les couches d'air qui l'entourent, il abaisse également la température de la vapeur aqueuse qui s'y trouve. Dans l'été, les bouteilles de vin qu'on sort des caves se tapissent bientôt de gouttelettes d'eau; dans l'hiver, les vitres de nos croisées se revêtent intérieurement d'humidité ou de belles cristallisations blanches, parce que l'air froid du dehors, en les frappant, liquéfie ou même congèle la vapeur que notre respiration et notre transpiration ont accumulée dans l'air des appartements. La formation des nuages, des brouillards, de la pluie, de la neige, est encore due, comme nous l'avons dit précédemment, au refroidissement qu'éprouve accidentellement la vapeur aqueuse dans les hautes plaines de l'air.

Il y a des substances qui ont tellement d'affinité pour l'eau, qu'elles s'emparent de sa vapeur partout où elles la trouvent; tel est, entre autres, l'*acide sulfurique* concentré, qui peut absorber graduellement plus de trois fois son poids d'eau atmosphérique, et qui, alors, augmente de poids en perdant de sa force acide; telle est la *chaux vive,* qui tombe en poussière en perdant de sa causticité; telle est la *potasse*, qui, au bout d'un temps très-court, s'humecte et finit par se dissoudre complétement dans l'eau absor-

bée, etc. Les corps qui ont ainsi cette propriété d'enlever l'eau à l'air, sont connus sous le nom général de *Corps déliquescents;* les chimistes en font un fréquent emploi pour dessécher les gaz. Tous les corps déliquescents restituent à l'air, lorsque celui-ci devient sec, l'eau qu'ils lui avaient enlevée lorsqu'il était humide. On les appelle encore *Hygrométriques*, parce qu'ils peuvent servir à déterminer avec assez de précision la quantité de vapeur d'eau contenue dans un volume donné d'air. C'est d'après cette propriété des substances hygrométriques que les physiciens ont construit des instruments pour juger du degré de sécheresse ou d'humidité de l'atmosphère; on les nomme *Hygromètres* ou *Hygroscopes*.

Certains liquides volatils et quelques gaz sont d'un emploi très-commode pour reconnaître immédiatement les plus petites traces d'humidité dans l'air, parce qu'en s'unissant à la vapeur qu'ils rencontrent, ils forment une combinaison moins volatile que chacun des composants, et qui apparaît sous forme de fumée blanche plus ou moins épaisse. Ce phénomène est surtout très-marqué avec l'*acide chlorhydrique* ou esprit de sel, avec le *gaz fluoborique*. Il est à noter que les vapeurs de ces différents corps liquides ou gazeux ne sont plus visibles dans un espace sec.

### Des matières organiques de l'Air.

Lorsqu'on laisse pénétrer, par une petite ouverture, dans un appartement obscur, un rayon direct du soleil, on remarque, au milieu de ce rayon, une foule de corpuscules, semblables à de la poussière, qui s'agitent en tous sens. Ces corpuscules sont de nature organique; ils proviennent de débris atténués de végétaux et d'animaux.

Mais, outre ces matières organiques qui sont en simple suspension dans l'air, il y a encore dans celui-ci d'autres substances de même origine, qui sont en complète dissolution dans la vapeur aqueuse atmosphérique et qui contribuent, bien plus que les premières, à communiquer à l'air des propriétés insalubres. Ce sont ces substances dissoutes dans l'air qu'on a désignées, depuis bien longtemps, sous les noms de *miasmes* ou d'*émanations putrides*, et qui paraissent provenir de la putréfaction des végétaux sous l'influence d'une forte chaleur et d'une humidité constante. Aussi est-ce principalement dans les contrées chaudes et humides, dans le voisinage des marais, des étangs et de toutes les eaux stagnantes, que l'air est plus chargé de ces émanations délétères que l'on considère. non sans quelque raison, comme la cause première des fièvres, des maladies contagieuses, de la fièvre jaune, de la peste, des épizooties qui règnent dans ces localités plus fréquemment qu'ailleurs. Des contrées entières sont connues par les maladies

qui sévissent sur les habitants pendant une partie de l'année. Les côtes plates des mers, les étangs du Languedoc, les Maremmes, les marais Pontins, les rivages d'Alexandrette, le delta du Nil, etc., nous en présentent des exemples malheureusement célèbres.

Moscati a eu, le premier, l'idée de condenser l'eau dissoute dans l'atmosphère, dans le but d'y rechercher le principe qui occasionne le mauvais air. Il fit ses expériences dans les rizières de la Toscane. Il suspendait à quelque distance du sol des matras remplis de glace. L'eau qui se déposait à leur surface pouvait être recueillie aisément. Cette eau, d'abord limpide, présenta bientôt de petits flocons qui possédaient des propriétés propres aux matières animalisées. Cette eau finit, au bout de quelques jours, par se putréfier complétement. — Rigaud de l'Isle, Vauquelin, Julia-Fontenelle, ont reconnu, par le même moyen, une matière organique floconneuse, avec des traces de substances salines, dans l'air des contrées marécageuses. Elle se dépose en partie avec la rosée qui, dans les pays chauds et humides, se forme en abondance immédiatement après le coucher du soleil. Aussi l'idée de *miasmes* a-t-elle toujours été liée à celle de la formation de la rosée.

M. Boussingault s'est servi d'un moyen très-simple et fort ingénieux, pour reconnaître quand l'air renferme des matières organiques miasmatiques, même dans les plus faibles proportions. Il pose, après le coucher du soleil, un verre de montre sur une table placée dans l'endroit où il veut faire l'observation. Le verre devenant très-froid par l'effet du rayonnement nocturne, se couvre d'une rosée abondante. Si l'on ajoute alors dans le verre une goutte d'acide sulfurique distillé, et si l'on évapore à sec à la chaleur d'une lampe à esprit-de-vin, on voit toujours une trace de matière charbonneuse adhérente au verre dans lequel la rosée s'est déposée, lorsqu'il y a de la matière organique dans l'air. C'est une des propriétés essentielles de l'acide sulfurique de charbonner ou de colorer en noir toutes les substances de nature végétale ou animale.

Cette matière organique existe, d'ailleurs, dans l'air, à toutes les époques de l'année et dans tous les pays, car l'eau des pluies, recueillie avec soin, en présente constamment des traces, d'après les recherches de Vogel, de Brandes, de Zimmermann, de Liebig, etc., et on la retrouve jusque dans la neige et la grêle, ainsi que je m'en suis assuré en 1839.

Il ne faut pas croire cependant que les matières organiques, dont la présence est ainsi constatée dans l'air, aient toujours des propriétés délétères. L'enceinte des abattoirs, les voiries, les lieux où se font sentir les émanations des latrines, donneraient, sans doute, des traces très-marquées de ces matières organiques condensables avec la vapeur aqueuse atmosphérique; cependant

les fièvres ne résultent pas de la respiration de leur air ; les bouchers, les boueux, les vidangeurs, jouissent d'une santé remarquable. On a lieu de croire que les miasmes nuisibles sont, en général, de nature végétale ; les bords fiévreux des étangs sont couverts de plantes aquatiques en décomposition et le nombre des animaux qui s'y trouvent mêlés est très-petit. Les terres neuves, soumises pour la première fois à la culture, présentent à l'action de l'atmosphère une foule de débris végétaux conservés à l'abri du contact de l'air, qui entrent alors en décomposition, et ont des effets délétères bien connus des pionniers américains et des nouveaux colons.

Il y a encore dans l'air libre des traces de quelques autres substances particulières. Mais ce n'est pas ici le moment de vous en parler. Je termine ce qui a rapport à l'air atmosphérique par quelques mots sur l'*air confiné.*

### De l'Air confiné.

Nous avons reconnu, dans la seconde leçon, que les rapports de l'oxygène et de l'azote dans l'air atmosphérique ne varient pas, d'après les nombreuses analyses faites par les chimistes modernes sur l'air pris dans toutes les stations et tous les pays.

Mais cette uniformité de composition n'existe que pour l'air libre, car lorsque l'air est renfermé dans un espace limité où se trouvent réunis soit des hommes ou des animaux, soit des corps organisés privés de vie, ou lorsqu'il sert à l'entretien de la combustion, les proportions de ses principes constituants ne sont plus les mêmes ; l'oxygène éprouve une diminution variable, et sa perte est compensée par de nouveaux gaz, notamment par de l'acide carbonique et des miasmes putrides.

Ainsi, dans les lieux de réunion, les églises, les amphithéâtres, les spectacles, où le renouvellement de l'air ne s'opère pas ou ne s'effectue que très-imparfaitement, ce fluide ne tarde pas à devenir moins propre à la respiration. Cela tient, tout à la fois, à la présence d'une plus grande quantité d'acide carbonique, à l'existence d'émanations putrides dues à la transpiration cutanée et à la transpiration pulmonaire, à la plus haute température de l'air, et à son état hygrométrique tel qu'il ne peut plus retenir en suspension la vapeur aqueuse, qui se précipite à l'état liquide.

Vous allez voir par plusieurs analyses d'air recueilli dans des lieux de grande réunion, que la pureté de ce fluide est promptement altérée. J'emprunte ces renseignements à M. Félix Leblanc. Je ne consignerai toutefois que les proportions de l'oxygène et de l'acide carbonique dans 1000 parties d'air analysé :

| | Nombre des individus. | Oxygène sur 1000 d'air. | Acide carboniq. sur 1000 d'air. |
|---|---|---|---|
| Chambre à coucher bien ventilée, le matin. | 2 | 229,4 | 0,40 |
| Dortoir mansarde à l'hospice de la Salpêtrière | 55 | 225,2 | 8,00 |
| Préau de la salle d'asile du 2me arrondissement (Paris) | 116 | 227,1 | 2,70 |
| Salle d'école primaire à Paris, tout étant clos | 180 | » | 8,70 |
| Amphith. de la chimie (Sorbonne). avant la leçon. | 400? | 224,3 | 6,50 |
| Amphith. de la chimie (Sorbonne). après la leçon. | 900 | 219,6 | 10,30 |
| Chambre des députés (intérieur de la cheminée d'appel) | 600 | » | 2,50 |
| Salle de l'Opéra-Comique au parterre... | 1000 | » | 2,30 |
| Salle de l'Opéra-Comique loges cintr. les plus élevées. | 1000 | » | 4,30 |
| Écurie ventilée à l'École militaire. | 57 chev. | 229,2 | 2,20 |
| — fermée à l'École militaire.. | 9 chev. | 222,5 | 10,00 |

Dans tous ces cas, la proportion de l'acide carbonique est bien supérieure à celle qui existe dans l'air libre, et cette circonstance suffit, à elle seule, pour expliquer les malaises que l'on éprouve dans les endroits où l'air ne se renouvelle pas.

Les recherches de MM. Orfila, Lassaigne et Félix Leblanc ont encore mis hors de doute que l'air le plus vicié, c'est-à-dire qui contient le plus d'acide carbonique ne réside pas dans les régions inférieures, comme on pourrait le supposer en raison de la plus grande densité de ce gaz, mais qu'il se répand, dans une atmosphère confinée, d'une manière à peu près égale dans les couches supérieures et inférieures, ou même qu'il présente un léger excès dans les parties les plus élevées de l'enceinte close.

Une autre cause d'insalubrité, dont l'analyse ne tient pas compte, c'est l'abondance des miasmes dans l'air non renouvelé; elle se trahit par une odeur repoussante. MM. Péclet et Dumas ont constaté que l'air expulsé par des cheminées d'appel, destinées à opérer la ventilation des salles d'assemblées nombreuses, des ateliers de travail dans les fabriques, des salles d'hôpitaux, des dortoirs de lycées et de casernes, exhale souvent une odeur tellement infecte, qu'on ne saurait la supporter impunément, même pendant un temps assez court. Des expériences de M. Gavarret démontrent que ces principes inconnus jouent un rôle tout à fait spécial et très-important dans la viciation de l'air confiné. Il a vu périr des animaux dans une atmosphère non renouvelée, mais à laquelle on restituait l'oxygène à mesure qu'il disparaissait, en même temps que l'on absorbait l'acide carbonique à mesure qu'il se formait, preuve évidente de l'influence singulièrement active

des causes de viciation indépendantes de la désoxygénation de l'air.

Voici un exemple terrible des effets de l'air vicié par la respiration d'un grand nombre d'individus dans un appartement insuffisant. De 146 prisonniers enfermés dans une chambre de 2 mètres carrés de surface et dans laquelle l'air n'était renouvelé que par deux petites fenêtres donnant dans une galerie, 123 expirèrent en moins de huit heures, au milieu des plus affreux tourments, par suite de l'action délétère de l'acide carbonique et des miasmes.

Il est très-facile de constater la présence de ces miasmes dans les endroits publics, où la respiration est gênée, et où souvent des accidents plus ou moins graves ont lieu; il suffit d'y suspendre, pendant quelques instants, un ballon rempli de glace (fig. 26). La vapeur répandue dans l'air se condense bientôt à l'extérieur du vase, et le liquide qu'on recueille, soit à l'aide d'une petite éponge bien propre, soit au moyen d'un petit flacon placé sous le ballon, étant renfermé dans une bouteille et exposé à une température de + 25 degrés, éprouve promptement une fermentation putride qui lui fait exhaler une odeur infecte.

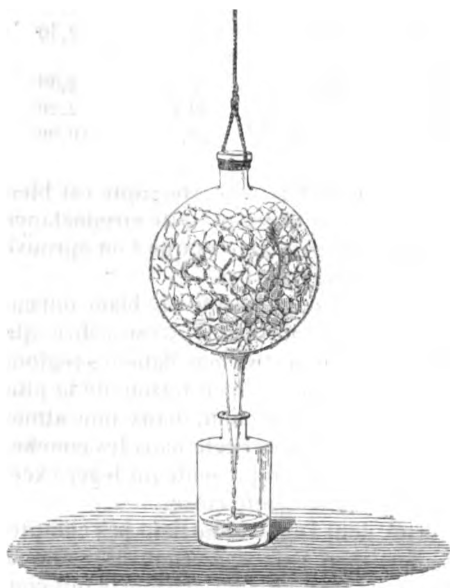


*Fig.* 26.

Dans les appartements fermés où brûlent des substances combustibles, soit celles qui servent à l'éclairage, soit celles qui servent à l'échauffement, la proportion d'oxygène diminue rapidement encore, tandis que celle de l'acide carbonique augmente, souvent dans une proportion assez grande pour déterminer des maux de tête, un malaise général, et enfin tous les phénomènes de l'asphyxie, lorsque la proportion de ce dernier gaz s'élève à environ 3 p. 100 du volume total de l'air.

Dans les endroits fermés où sont accumulées des matières orga-

niques en putréfaction, l'air subit également des changements profonds dans sa constitution intime. On y reconnaît moins d'oxygène, plus d'acide carbonique, des sels ammoniacaux et souvent un gaz très-délétère que nous connaîtrons plus tard sous le nom d'*hydrogène sulfuré*.

Voici, par exemple, la composition de l'air puisé dans les égouts et les fosses d'aisances :

| | Air puisé dans des égouts de Paris. | | Air asphyxiant puisé dans des fosses d'aisances. | |
|---|---|---|---|---|
| | N° 1. | N° 2. | N° 1. | N° 2. |
| Oxygène | 18,10 | 13,79 | 6,00 | 2,00 |
| Azote | 78,70 | 81,21 | 89,00 | 94,00 |
| Acide carbonique | 2,30 | 2,01 | 5,00 | 4,00 |
| Hydrogène sulfuré | 0,90 | 2,99 | » | » |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Il n'est donc pas étonnant que les ouvriers égouttiers et les vidangeurs, qui séjournent pendant plus ou moins de temps dans des atmosphères aussi viciées, soient si fréquemment asphyxiés !

Dans les mines, où le renouvellement de l'air s'opère fort mal, l'air est toujours très-impur. Voici quelques analyses d'air puisé par M. Moyle dans des mines de Cornouailles, en Angleterre :

| | Mine d'étain. | Mine de cuivre. | Mine d'étain et de cuivre. |
|---|---|---|---|
| Oxygène | 17,282 | 16,764 | 17,010 |
| Azote | 82,556 | 83,146 | 82,895 |
| Acide carbonique | 0,082 | 0,090 | 0,095 |
| Hydrogène sulfuré | 0,080 | une forte trace. | » |
| Acide sulfureux | une forte trace. | » | » |
| | 100,000 | 100,000 | 100,000 |

Ces analyses prouvent l'état impur de l'atmosphère qu'un mineur est forcé de respirer pendant un tiers de son existence, en général, huit heures de suite sur vingt-quatre !

Enfin, dans les caves ou fosses mal aérées ou abandonnées depuis longtemps, dans les terrains calcaires, l'air est ordinairement surchargé d'acide carbonique ; aussi les lumières n'y peuvent-elles brûler et les individus qui y pénètrent sans précautions tombent-ils asphyxiés.

C'est dans ces diverses circonstances que les connaissances chimiques sont précieuses, non-seulement pour découvrir les changements que l'air a éprouvés, mais pour indiquer les moyens de le rendre à sa pureté première. Le meilleur moyen d'assainir

l'air consiste dans un bon système de ventilation, comme nous le dirons dans un instant.

Voici comment on s'y prend pour recueillir l'air d'une localité, lorsqu'on veut le soumettre à l'analyse. On y débouche un flacon plein d'eau ou de mercure (*fig.* 27), qui, en s'écoulant, laisse entrer l'air qui le remplit bientôt; on bouche alors le flacon. On remplit le flacon de mercure quand on veut apprécier la proportion d'acide carbonique et de vapeur aqueuse.

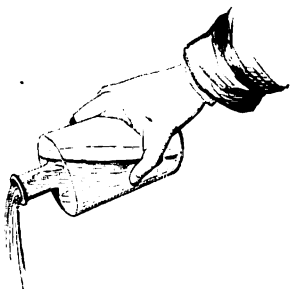


*Fig.* 27.

Mieux vaut encore, quand cela est possible, se servir d'un grand ballon de verre (*fig.* 28) garni d'une monture à robinet *a*, dans lequel on fait le vide à l'avance au moyen de la machine pneumatique, et qu'on ouvre ensuite dans l'endroit ou la localité où l'on veut faire une prise d'air. Quand il en est rempli, on ferme le robinet. On peut de cette manière, opérer l'analyse sur un plus grand volume d'air. Le tube horizontal *b*, qui est adapté au ballon, est rempli de chlorure de calcium fondu; l'air, en passant dans ce tube, avant d'entrer dans le ballon, laisse sur le chlorure toute son humidité.

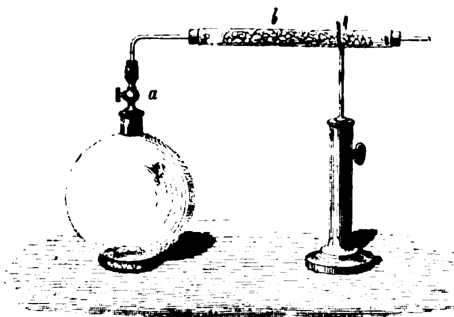



*Fig.* 28.

Nous devons à MM. Brunner et Boussingault une méthode très-simple de doser l'humidité et l'acide carbonique de l'air. Elle consiste à faire passer, à l'aide de l'aspiration produite par l'écoulement d'un liquide, un volume considérable, mais déterminé d'air dans des tubes contenant des substances capables d'absorber complétement, les unes la vapeur aqueuse, les autres l'acide carbonique.

L'appareil qui est sous vos yeux (*fig.* 29), remplit parfaitement ces conditions.

V est un vase cylindrique, en tôle galvanisée, de 50 à 100 litres de capacité, entièrement rempli d'eau. Il porte le nom *d'aspirateur*. Il est

posé sur 3 pieds, au-dessus d'un bassin pouvant recevoir l'eau qui doit s'en écouler, par le tube à robinet *r*. Des deux tubulures que porte son sommet, l'une reçoit un thermomètre *t* dont le réservoir descend

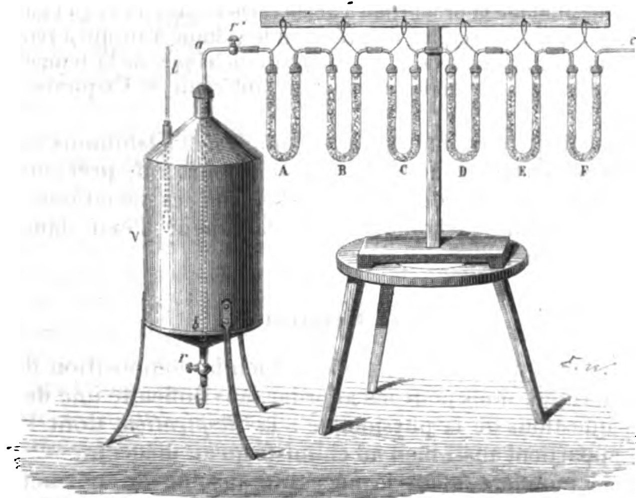



*Fig.* 29.

vers le milieu de l'aspirateur; l'autre *a* est surmontée d'un tube à robinet *r'* qui communique avec une série de tubes en verre recourbés en forme d'U, A, B, C, D, E, F et attachés à un cadre de bois. Ces tubes sont reliés entre eux par des bouts de tubes plus étroits solidement fixés au moyen de bandes de caoutchouc et de fils de soie.

Dans les tubes F, E, on met des fragments de pierre ponce imbibés d'acide sulfurique; dans les tubes intermédiaires D, C, B, des fragments de la même matière poreuse imbibée d'une dissolution concentrée de potasse caustique. Avant toute opération, les tubes F, E et D, C, B sont pesés avec soin. Au dernier tube F, on adapte un long tube *c* qui va chercher l'air dans l'endroit où l'on veut l'analyser.

Vous comprenez, Messieurs, qu'en ouvrant le robinet *r*, l'eau de l'aspirateur s'écoule; en même temps qu'une égale quantité d'air entre dans l'appareil par le tube *c* et parcourt toute la série des tubes pour venir combler le vide qui s'opère dans l'aspirateur. Or, cet air, en passant sur la ponce imbibée d'acide sulfurique des tubes F, E, y laisse toute son humidité, tandis qu'en traversant les trois tubes à potasse D, C, B, il se dépouille de tout son acide carbonique. Quant au tube A, contenant de de la ponce sulfurique, il reste toujours attaché à l'appareil, et sert seulement à éviter l'arrivée dans les autres tubes de la vapeur d'eau qui s'échappe de l'aspirateur.

La disposition de cet appareil est telle, comme vous le voyez, qu'il est possible d'opérer sur autant d'air qu'on le désire. Lorsqu'on veut mettre fin à l'opération, on ferme le robinet *r* ; on note exactement la quantité

de litres d'eau sortis de l'aspirateur, ce qui donne le nombre de litres d'air entrés dans les tubes; on pèse ensemble les tubes F, E; l'augmentation de poids qu'ils ont acquise représente l'humidité contenue dans l'air; on pèse ensemble les trois tubes D, C, B, dont le poids plus élevé qu'avant l'expérience indique la proportion d'acide carbonique enlevée à l'air. Seulement, pour avoir avec plus de précision le volume d'air qui a remplacé l'eau, il faut tenir compte de la pression barométrique, de la température et de la force élastique de la vapeur dans l'intérieur de l'aspirateur.

On conçoit que des procédés aussi simples, et néanmoins susceptibles d'une parfaite exactitude, puissent fournir de précieux renseignements, aux médecins hygiénistes, sur les variations continuelles de l'acide carbonique et de la vapeur d'eau dans l'air libre ou confiné.

### De la Respiration.

Maintenant que nous connaissons bien la composition de l'air atmosphérique, nous pouvons aborder sans difficulté une des plus hautes questions de la physiologie : la *Respiration*, dont l'explication appartient aussi bien au chimiste qu'au médecin.

Tout le monde connaît la nécessité absolue de cet acte, et, sans avoir fait aucune étude médicale, chacun sait que les poumons constituent l'organe au moyen duquel cette importante fonction s'exécute chez l'homme et chez les animaux à sang chaud. Or, la respiration consiste à aspirer une certaine quantité d'air qui entre dans les poumons et à l'en expulser ensuite; ces deux opérations s'effectuent à l'aide de mouvements alternatifs, dont l'action est continuelle; aussitôt qu'elles cessent de s'accomplir, même pendant le temps le plus court, l'animal périt.

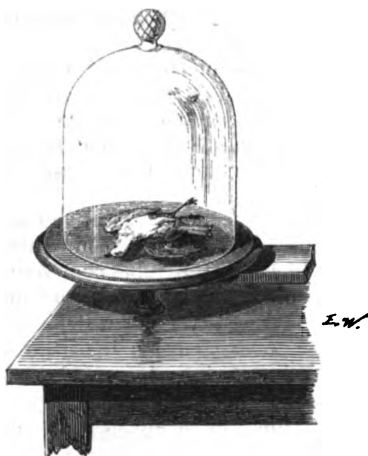


*Fig.* 20.

La respiration ne pourrait avoir lieu dans un milieu dépourvu d'air; elle s'arrêterait même bientôt si la quantité de cet air était trop limitée, ou si ce fluide était trop raréfié. On en acquiert la preuve en plaçant un animal plein de vie sous le récipient de la *machine pneumatique* (*fig.* 30), instrument qui sert à faire le vide dans un espace, ainsi qu'on vous l'expliquera

dans les cours de physique; dès qu'on a enlevé une partie de l'air renfermé sous le récipient, l'animal s'affaiblit, tombe épuisé, fait de fréquentes inspirations et ne tarde pas à mourir (1).

Aucun gaz, autre que l'air, ne peut servir à la respiration. L'oxygène pur serait trop actif; les autres fluides agissent ou comme poisons, ou comme asphyxiants; l'acide carbonique est dans le premier cas, l'azote est dans le second. Mais dans l'air il n'y a que l'oxygène d'essentiel à l'entretien de la vie, car les animaux sont bientôt suffoqués, lorsqu'ils respirent trop longtemps le même air, par la raison que la proportion d'oxygène diminue continuellement sans être renouvelée.

Il faut donc, de toute nécessité, que l'atmosphère soit pure, que les principes de l'air ne subissent aucun changement dans leurs proportions, pour que les fonctions vitales s'accomplissent régulièrement. Or, c'est ce qui arrive rarement, ainsi que nous l'avons dit précédemment. L'impureté de l'air se fait surtout remarquer dans les ateliers où l'on s'occupe du travail de certains métaux, tels que le plomb, le mercure, etc., dans ceux où l'on travaille des matières organiques, tels que les boyauderies, les amidonneries, etc., dans les environs des égouts, des amas d'eaux stagnantes, des fosses où l'on accumule les immondices des villes, parce que, dans ces diverses localités, l'air se charge de gaz particuliers ou de vapeurs pestilentielles qui exercent des effets désastreux sur les hommes obligés d'y séjourner pendant un certain temps. L'air des grandes villes, en raison d'une foule de causes latentes d'insalubrité, est donc toujours moins pur et moins favorable à la santé que l'air rapidement renouvelé de la campagne.

On néglige trop les moyens de diminuer les fâcheux effets d'un air souillé de principes délétères, et de lui rendre sa pureté première. Dans la construction de nos demeures, des ateliers, où tant d'individus sont entassés pendant une si grande partie de la journée, on ne tient presque jamais compte des conditions indispensables à un bon assainissement de l'air. Il n'est point inutile de vous faire connaître les principes qui doivent guider dans ces circonstances.

---

(1) Lorsqu'on gravit une montagne très-élevée, la pression de l'air diminue de plus en plus, en raison de la raréfaction de l'air; la respiration devient haletante, les poumons fonctionnent plus rapidement, parce qu'ils ont besoin de la même quantité d'oxygène pour entretenir la vie; il arrive un instant où le sang passe du dedans au dehors, parce que le poids de l'air extérieur ne suffit plus pour comprimer les liquides et les gaz que renferme notre corps, d'où résultent les saignements de nez et les vomissements de sang auxquels sont sujettes les personnes qui habitent les hautes régions du globe. C'est pour ce motif que les religieux du grand Saint-Bernard ne peuvent habiter l'hospice que pendant quelques années. (Becquerel, *Météorologie*.)

Lavoisier et Séguin portent la quantité d'oxygène qu'un homme consomme en 24 heures à 755 décimètres cubes ou litres ; ce résultat coïncide à peu près avec celui que Lavoisier obtint des dernières expériences dont il s'occupait lorsqu'on l'en arracha pour le traîner à l'échafaud (1), et avec les expériences plus récentes de sir H. Davy. D'autres expérimentateurs portent à 850 litres le chiffre de l'oxygène absorbé. Or, puisque l'oxygène forme les 0,21 de l'atmosphère, il s'ensuit qu'un homme détruit dans un jour, ou rend incapables d'entretenir la combustion et la respiration, près de 5 mètres cubes d'air atmosphérique. Mais on a reconnu que ce fluide devient suffocant quand il contient environ 10 pour 100 d'acide carbonique, et même qu'il est dangereux de le respirer avant qu'il soit arrivé à ce degré d'impureté. On peut donc, sans exagération, porter à 25 mètres cubes la quantité d'air qu'un homme altère et rend insalubre dans l'espace de 24 heures.

Mais à cette cause d'altération de l'air, cause toujours subsistante, il faut ajouter aussi celle qui provient des lumières que les appartements peuvent renfermer. L'expérience a appris que pour une chandelle des 12 au kilogr., par exemple, il faut 68 grammes d'oxygène par heure, ce qui représente 340 décimètres cubes d'air, dont un tiers seulement pourrait être enlevé par la combustion, en la supposant poussée à sa dernière limite ; on sait, en outre, qu'une bougie demande 86 grammes d'oxygène ou 435 décimètres cubes d'air, et une lampe de Carcel 336 grammes ou 1,680 décimètres cubes d'air.

Il faut encore tenir compte de la quantité d'air indispensable à la combustion des matières qui servent à échauffer un appartement. Or, l'expérience démontre qu'un kilogramme de charbon exige 8 mètres 85 centimètres cubes d'air ; qu'un kilogramme de bois en nécessite 14 mètres 75 centimètres cubes. Mais, comme il convient, pour soutenir convenablement la combustion, de faire passer au travers du foyer une quantité d'air quadruple au moins de celle que je viens d'indiquer, il en résulte que chaque kilogramme de combustible brûlé, c'est-à-dire converti en acide carbonique,

(1) Lavoisier, fermier général et possesseur d'une fortune brillante, ne put échapper, malgré ses talents et ses vertus, à la rage sanguinaire des niveleurs de 1793. Traduit devant le tribunal révolutionnaire qui le condamna à mort, il demanda en vain un sursis de quelques jours pour terminer des recherches du plus grand intérêt. *La République*, répondit le farouche Dumas, *n'a besoin ni de savants ni de chimistes !*... Lavoisier périt le 8 mai 1794, à l'âge de 50 ans, et dans la force de ses facultés. En apprenant cette perte fatale, Lagrange, autre illustration de l'intelligence humaine, dit à Delambre, qui était près de lui : *Il ne leur a fallu qu'un moment pour faire tomber cette tête, et cent ans, peut-être, ne suffiront pas pour en produire une semblable !*

aura besoin, dans le cas du charbon, de 36 mètres cubes d'air, et dans le cas du bois, de 59 mètres cubes de ce fluide.

Vous voyez, Messieurs, par toutes ces raisons, combien doit déjà être grand le renouvellement de l'air pour le cas où une seule personne, une seule lumière et un feu de cheminée se trouvent dans la même pièce. Mais si plusieurs personnes et un assez grand nombre de lumières sont réunies à la fois, la multiplicité des causes d'altération de l'air vient augmenter l'indispensable nécessité de la ventilation.

L'observation a fait connaître que, pour ne pas être gêné dans la respiration, il faut au moins de 6 à 10 mètres cubes d'air par heure et par personne. D'après cette règle, pour qu'un homme n'éprouve aucun malaise dans une chambre bien close où il séjournerait 24 heures de suite, il faut qu'elle puisse contenir au moins de 144 à 240 mètres cubes d'air. Si, dans un appartement, quel qu'il soit, on veut que le renouvellement de l'air se fasse d'une manière continue, il faut régler l'introduction et la sortie de l'air dans la proportion de 100 litres par minute, ou de 6,000 litres par heure, par chaque personne devant habiter cet appartement.

Ainsi, il est indispensable de disposer dans tous les lieux d'habitation, et surtout de grande réunion, un bon système de ventilation, c'est-à-dire un renouvellement continuel, mais gradué de l'air, en établissant, à l'aide d'appareils convenables, une circulation telle que l'air vicié soit sans cesse remplacé par un air pur et salubre (1). Or, rien n'est plus simple : il suffit d'échauffer l'air vicié en le forçant à passer dans un conduit chauffé ou directement par une lampe, ou indirectement par le voisinage de quelque cheminée servant à d'autres usages. L'air, acquérant plus de légèreté à mesure que sa température s'élève, s'échappe par le conduit qui débouche à l'extérieur de l'appartement, et détermine ainsi un afflux d'air froid du dehors par toutes les autres ouvertures qui sont dans la chambre, comme les portes, les joints des fenêtres, etc. Mieux vaut encore que cet air froid et pur soit amené par des tuyaux coudés établis dans l'épaisseur des murs, et dont l'une des bouches, garnie d'une toile métallique, et légèrement évasée, aspire l'air extérieur, tandis que l'autre, également

(1) Le fait suivant montre la grande importance d'une bonne ventilation. A l'hospice de la Maternité, à Dublin, il mourut, pendant quatre ans, 2944 enfants sur 7650, dans la première quinzaine après leur naissance. On pensa que cette effroyable mortalité pouvait venir de ce que les salles ne contenaient pas assez d'air; en conséquence, on y multiplia les ventilateurs dans une proportion convenable, et la mortalité fut réduite à 279. Il résulte de ce fait que, sur 2944 enfants qui étaient morts dans les quatre années précédentes, 2665 avaient péri par l'insuffisance de l'air !

revêtue d'un cadre métallique et pourvue d'un registre modérateur, verse l'air neuf dans l'appartement.

Comme exemple d'application du principe de ventilation que je viens de formuler, je représenterai ici le système adopté pour l'assainissement des fosses d'aisances et des latrines.

La coupe verticale de la maison figurée ci-contre (*fig.* 31) montre une cheminée d'appel AA, ouvrant au-dessus de la fosse d'aisances BB et

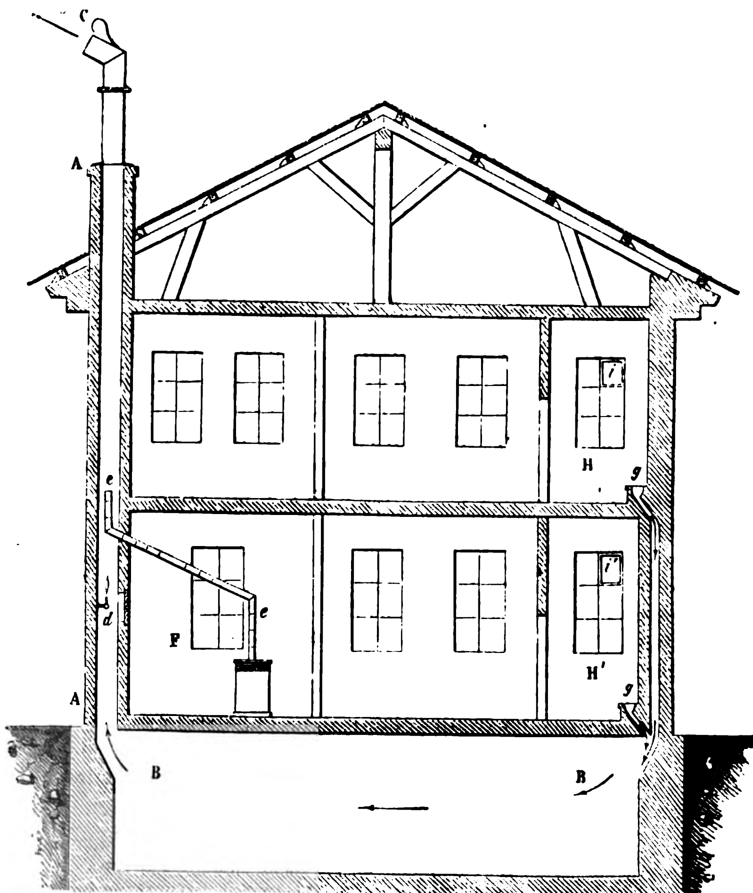



*Fig.* 31.

débouchant un peu au-dessus du toit de l'édifice C. Dans l'intérieur de ce long conduit, il y a à demeure une lampe ou un bec de gaz *d* con-

stamment allumé, et de plus le tuyau de sortie *ee* de l'air brûlé du poêle placé dans le vestibule F vient aboutir dans ce même conduit qu'il contribue à échauffer. Par suite de la dilatation que l'air de la cheminée éprouve en raison de son échauffement, cet air monte et s'échappe au dehors, en déterminant ainsi un afflux de l'air vicié de la fosse BB, et naturellement de l'air des tuyaux partiels des latrines *g*, *g* placées à chaque étage. L'air extérieur, appelé par le mouvement ascensionnel déterminé ainsi, entre dans les chambres H, H', par les vasistas *i*, *i'*, et se précipite continuellement dans les cuvettes des latrines, en suivant la direction indiquée par les flèches, et va se perdre dans l'atmosphère, en s'exhalant par le tuyau C de la cheminée d'appel.

Le même moyen de ventilation est appliqué avec succès dans les salles de spectacles.

Cette disposition est donc ce qu'on nomme un *système d'appel*. Voici les principales conditions qu'il doit remplir pour fonctionner efficacement :

1° L'entrée et la sortie de l'air doivent être aussi libres que possible;

2° Le volume des voies d'entrée et de sortie doit être subordonné à la quantité d'air à introduire en un temps donné ;

3° Le nombre des orifices doit être suffisamment multiplié pour répandre et disséminer la masse d'air sans nuire à son renouvellement convenablement réglé ;

4° Les ouvertures d'aspiration doivent être égales en surface à la section du *conduit d'appel*, si la vitesse de l'air est partout la même ;

5° Les tuyaux de prise d'air doivent être ouverts à la même hauteur ;

6° Le trajet horizontal des tuyaux, tant afférents qu'efférents, doit être très-court ;

7° Les tuyaux afférents, à l'abri de l'action directe des vents impétueux, doivent s'ouvrir au milieu de l'air le plus pur possible.

D'après ce qui précède, vous comprenez maintenant, Messieurs, que les cheminées, les poêles, les calorifères sont des fourneaux d'appel très-puissants, et déterminent dans nos appartements un renouvellement continuel de l'air, lorsque leur construction est bien entendue.

Mais ces moyens sont souvent insuffisants, ou trop dispendieux, quand les espaces clos renferment une population plus ou moins considérable : tel est le cas des grands ateliers d'usine. Il faut alors recourir à une *ventilation forcée* au moyen d'appareils mécaniques, qui portent le nom générique de *ventilateurs*, et dont les formes, ainsi que le mode d'action, varient singulièrement suivant les lieux et les industries auxquels ils sont appliqués.

Les physiciens et les chimistes qui se sont occupés avec le plus de succès de cette haute question de salubrité publique, sont MM. Darcet, Péclet, Gronvelle, Guérard, Boudin, etc. Les architectes et toutes les personnes qui font construire devraient

prendre une connaissance complète des procédés ingénieux employés par ces savants à l'assainissement des salles de spectacles, des ateliers de dorure sur bronze, des ateliers de la Monnaie de Paris, des filatures, des magnaneries, des écoles primaires et des salles d'asile, des hôpitaux, des prisons, des latrines publiques, etc. (1).

L'énorme quantité d'oxygène qui est sans cesse enlevée à l'atmosphère terrestre par la respiration des êtres vivants, pourrait faire craindre, au premier abord, que la provision d'air respirable ne soit un jour épuisée. Les réflexions suivantes, que nous empruntons à M. Dumas, sont de nature à calmer toutes les appréhensions à cet égard.

« Le calcul montre, dit M. Dumas, qu'en exagérant toutes les données, il ne faudrait pas moins de 800000 années aux animaux vivant à la surface de la terre pour faire disparaître l'oxygène en entier. Par conséquent, si l'on supposait que l'analyse de l'air eût été faite en 1800, et que pendant tout le siècle les plantes eussent cessé de fonctionner à la surface du globe entier, tous les animaux continuant d'ailleurs à vivre, les analystes, en 1900, trouveraient l'oxygène de l'air diminué de 1/8000 de son poids, quantité qui est inaccessible à nos méthodes d'observation les plus délicates, et qui, à coup sûr, n'influerait en rien sur la vie des animaux ou des plantes. Ainsi, ne nous y trompons pas, l'oxygène de l'air est consommé par les animaux, qui le convertissent en eau et en acide carbonique ; il est restitué par les plantes qui décomposent ces deux corps. Mais la nature a tout disposé pour que le magasin d'air fût tel, relativement à la dépense des animaux, que la nécessité de l'intervention des plantes pour la purification de l'air ne se fît sentir qu'au bout de quelques siècles.

L'air qui nous entoure pèse autant que 581000 cubes de cuivre d'un kilomètre de côté ; son oxygène pèse autant que 134000 de ces mêmes cubes. En supposant la terre peuplée de mille millions d'hommes, et reportant la population animale à une quantité équivalente à trois millions d'hommes, on trouverait que ces quantités réunies ne consomment en un siècle qu'un poids d'oxygène égal à 15 ou 16 kilomètres cubes de cuivre, tandis que l'air en renferme 134000. Il faudrait 10000 années pour que tous ces hommes pussent produire sur l'air un effet sensible à l'analyse chimique, même en supposant la vie végétale anéantie pendant tout ce temps.

En ce qui concerne la permanence de la composition de l'air, nous pouvons dire en toute assurance que la proportion d'oxygène qu'il renferme est garantie pour bien des siècles, même en supposant nulle l'influence des végétaux, et que néanmoins ceux-ci lui restituent sans cesse de l'oxygène en quantité au moins égale à celle qu'il perd, et peut-être

(1) Voir la *Collection des mémoires de Darcet*, recueillis par Grouvelle ; le *Traité de la chaleur*, par M. Péclet ; les *Annales d'hygiène et de médecine légale* ; le *Dictionnaire technologique* ; le *Dictionnaire des arts et manufactures* ; les *Bulletins de la Société d'encouragement de Paris* ; le *Compte Rendu du congrès général d'hygiène de Bruxelles* (session de 1852), etc.

supérieure, car les végétaux vivent tout aussi bien aux dépens de l'acide carbonique fourni par les volcans, qu'aux dépens de l'acide carbonique fourni par les animaux eux-mêmes (1).

Les conditions indispensables à l'entretien de la respiration étant connues, examinons la manière dont l'air intervient dans cet acte si important, et auparavant établissons bien le but essentiel que la nature s'est proposé, en faisant de cette fonction la cause première de la vitalité.

Lorsque le sang, que l'illustre médecin Bordeu a ingénieusement appelé *chair coulante*, à cause de son rôle dans l'économie, a parcouru les artères, et a ainsi porté la vie dans toutes les parties du corps, il revient au cœur par les veines. Alors il a changé de propriétés et de nature; de rouge il est devenu brun, et il n'est plus propre à l'assimilation. Ce n'est qu'en éprouvant des modifications nouvelles dans les poumons, par l'influence de l'air, qu'il peut revenir à l'état de sang artériel et servir de nouveau à la nutrition des organes.

En constatant les altérations que l'air subit par la respiration d'un animal, il est évident qu'on doit arriver à pouvoir apprécier la manière dont ce fluide agit sur le sang veineux. C'est ce qu'ont cherché Priestley, Schéele, Lavoisier et Laplace. Avant eux, rien n'avait été fait sous ce rapport. Ils ont reconnu, et leurs successeurs l'ont confirmé, que l'air *expiré* contient plus de vapeur aqueuse, un peu moins d'oxygène et plus d'acide carbonique que l'air *inspiré* ; enfin que le volume de l'air *expiré* est presque égal à celui de l'air *inspiré*. Lavoisier et Laplace tirèrent de ces faits la conclusion que, dès que le sang veineux est mis en rapport avec l'air dans les mille petits vaisseaux des poumons, l'oxygène lui enlève une portion de son carbone et de son hydrogène, qu'il se fait ainsi de l'acide carbonique et de l'eau, rejetés bientôt par la contraction des poumons, et que le sang veineux, ainsi privé d'une partie de carbone et d'hydrogène, recouvre toutes les propriétés du sang artériel.

Cette théorie de la respiration est extrêmement simple ; le phénomène essentiel consiste en une véritable combustion ; aussi Lavoisier dit-il dans son style élégant : « La respiration n'est qu'une combustion lente de carbone et d'hydrogène, qui est semblable en tout à celle qui s'opère dans une lampe ou dans une bougie qui brûle, et, sous ce point de vue, les animaux qui respirent sont de véritables corps combustibles qui brûlent et se consument... Dans la respiration comme dans la combustion, c'est l'air de

---

(1) *Essai de statique chimique des êtres organisés*, par MM. Dumas et Boussingault, 3e édition, 1844, p. 18.

l'atmosphère qui fournit l'oxygène et le calorique ; mais comme, dans la respiration, c'est la substance même de l'animal, c'est le sang qui fournit le combustible ; si les animaux ne réparaient pas habituellement par les aliments ce qu'ils perdent par la respiration, l'huile manquerait bientôt à la lampe, et l'animal périrait comme une lampe qui s'éteint lorsqu'elle manque de nourriture (1). »

Depuis les expériences de Lavoisier, qui ont marqué une ère nouvelle pour la physiologie moderne, en substituant des faits précis à des suppositions vagues, Allen et Pepys, Edwards, Dulong, MM. Despretz, Valentin et Brunner, Erlach, Marchand, Scharling, Dumas, Andral et Gavarret, Regnault et Reiset, ont successivement accru le domaine de nos connaissances sur les phénomènes excessivement curieux, qui s'accomplissent dans l'acte de la respiration. On connaît maintenant toutes les modifications qui surviennent dans la nature des gaz exhalés par suite de l'état de santé ou de maladie des individus, du genre de nourriture qu'ils prennent, des conditions extérieures auxquelles ils sont soumis, de leur âge, de la classe à laquelle ils appartiennent, etc.

Il serait trop long d'entrer dans toutes ces considérations.

Contentez-vous de savoir que l'air expiré par un homme en repos, dans l'état de santé, contient, en moyenne, 4 p. 100 d'acide carbonique ;

Qu'un adulte vigoureux rend, dans les 24 heures, 867 grammes ou 443 409 centimètres cubes d'acide carbonique, 8 grammes d'azote et 325 grammes de vapeur d'eau ; et qu'il absorbe, dans le même temps, 746 grammes ou 520 601 centimètres cubes d'oxygène ; ce qui fait que si l'on déduit le poids de l'oxygène contenu dans l'acide carbonique et la vapeur d'eau exhalée, on trouve que 116 grammes d'oxygène sont restés dans le sang.

Mais le point le plus important établi par les expérimentateurs modernes, c'est que ce n'est pas dans les poumons, mais dans tout l'appareil circulatoire, et notamment dans les vaisseaux capillaires, que s'opèrent les actions oxydantes essentielles à la vie animale, c'est-à-dire la transformation du sang veineux en sang artériel, et que l'oxygène, l'acide carbonique, l'azote exhalés préexistent dans le sang avant son arrivée dans les poumons. De sorte que ceux-ci n'auraient, en définitive, d'autre rôle, que de faciliter la dissolution dans le sang veineux de l'oxygène de l'air absorbé, et que d'exhaler les gaz provenant des réactions effectuées dans tout le parcours du sang à travers les organes.

Dans tous les cas, il est bien reconnu que l'azote exhalé par les animaux provient en totalité des aliments, et que l'azote de l'air

(1) *Mémoires* de Lavoisier, t. III.

ne concourt, en aucune manière, à l'acte de la respiration et à celui de la nutrition, d'où il faut conclure que l'air n'est jamais un aliment pour l'homme et les animaux; qu'il fournit seulement son oxygène pour déterminer les réactions chimiques qui sont nécessaires à l'entretien de la vie, et notamment pour brûler l'excès de charbon et d'hydrogène que les aliments ont accumulé dans le sang.

Un des effets remarquables de la respiration chez les animaux, c'est l'entretien de cette chaleur qui leur est propre et qui est généralement supérieure à celle du milieu où ils sont plongés. Un chimiste anglais, John Davy, qui a fait de nombreuses expériences sur la température du corps des divers animaux, nous a appris que les oiseaux sont, de tous, ceux dont la température est la plus élevée, puisqu'elle va jusqu'à + 43 degrés; les mammifères occupent le second rang; viennent ensuite les amphibies et les poissons; puis enfin, les mollusques, les crustacés et les insectes. Dans ces dernières classes, les animaux ont sensiblement la température du milieu où ils vivent; chez les poissons et les amphibies, elle n'est supérieure que de quelques degrés. Celle de l'homme est d'environ + 37 degrés centigrades dans tous les climats, ou du moins les différences sont très-faibles, puisqu'elle ne s'accroît que d'un degré dans les pays chauds; elle est à peu près semblable chez des individus de la même espèce, mais de races différentes.

On a attribué, pendant longtemps, d'après Lavoisier et Laplace, à l'acte seul de la respiration, toute la chaleur produite dans le corps de l'homme et des animaux, et on a admis que la chaleur dégagée par un animal, dans un temps donné, était justement égale à celle que produirait, par une combustion vive dans l'oxygène, le carbone contenu dans l'acide carbonique produit, et l'hydrogène qui formerait de l'eau avec la portion de l'oxygène consommé qui ne se retrouve pas dans l'acide carbonique.

Il ne paraît pas qu'il en soit tout à fait ainsi. Sans doute, la respiration joue un rôle marqué dans la production de la chaleur animale, mais elle n'en est pas l'unique source; il est évident que toutes ces mille réactions chimiques qui s'accomplissent dans l'organisme, ces transformations et ces assimilations de substances qui s'effectuent incessamment, doivent contribuer au phénomène en question pour une certaine part, qu'on ne peut malheureusement pas déterminer par le calcul.

Dans tous les cas, le caractère le plus constant de l'animalité réside donc dans ce développement de chaleur qui est la conséquence de toute action chimique, et dans l'émission de l'acide carbonique qui est le résultat de la combustion du charbon des aliments ou du sang par l'oxygène de l'air, ce principe essentiel de la vie à la surface du globe.

# CINQUIÈME LEÇON

## DE L'EAU

SOMMAIRE. — Manière d'être de l'eau dans la nature : glace, eau liquide, vapeur aqueuse. — Des diverses espèces d'eau liquide à la surface du globe : EAUX POTABLES, NON POTABLES et MINÉRALES. — Moyen de purifier l'eau : de la distillation ; appareils dans lesquels on l'exécute. — Caractères de l'eau distillée.

L'eau, en raison du rôle important qu'elle joue dans la production des phénomènes naturels, de ses propriétés remarquables, de son abondance à la surface de la terre et de ses nombreuses applications à tous nos besoins, a fixé l'attention des philosophes de tous les âges et de tous les pays. Non moins indispensable que l'air à l'existence des êtres vivants, elle sert de boisson à l'homme et aux animaux ; elle est un des agents les plus importants de la végétation ; la plupart des minéraux ont été formés dans son sein ; enfin, la réflexion nous fait comprendre que si, par un hasard malheureux, ce liquide disparaissait tout à coup, la vie s'éteindrait bientôt à la surface du globe, et que tout rentrerait dans ce chaos inexplicable qui a marqué l'enfance des mondes.

L'étude de ce corps offre donc un immense intérêt. Nous en ferons l'histoire avec beaucoup de soin ; et d'abord nous examinerons sa manière d'être dans la nature.

L'eau s'offre à nos yeux sous les trois formes propres à la matière ; elle est tantôt solide, tantôt liquide, et souvent à l'état de fluide élastique ou de vapeur.

Nous avons dit, dans la dernière leçon, qu'il y a toujours dans l'air atmosphérique de l'eau sous cette dernière forme ; nous n'avons plus à y revenir. Parlons des deux autres états.

L'eau SOLIDE comprend :

1° La *glace*, qui se montre d'une manière permanente sur les plateaux des hautes montagnes, telles que les Andes, les Alpes, les Pyrénées, et, en général, de toutes les sommités dont l'élévation atteint et surpasse la région des neiges perpétuelles. — La hauteur de cette région varie en raison de la latitude sous laquelle on l'observe ; elle augmente rapidement en allant des pôles à l'équateur, où elle se trouve à 2460 mètres au-dessus du niveau de la mer ;

2° La *glace* qui se trouve dans quelques cavernes ou grottes naturelles, où elle se conserve, quelle que soit la température, et semble même y être plus abondante en été qu'en hiver ;

3° La *neige* et la *grêle* qui tombent de l'atmosphère dans certaines circonstances.

L'eau LIQUIDE constitue ces amas d'eau plus ou moins considérables qui occupent le fond de nos vallées. Suivant qu'ils sont parties accessoires d'une vaste étendue de terre, ou parties principales et enveloppant les terres, ces amas se nomment *Eaux continentales* ou *Mers*.

On entend par ce dernier nom l'universalité des eaux salées qui, sans discontinuité, couvrent près des trois quarts de la surface du globe, entourent de toutes parts l'autre portion de cette surface, et la partagent en continents et en îles.

Les eaux *continentales* sont, comme l'indique leur nom, des masses d'eau plus ou moins étendues qui se trouvent enclavées au milieu des continents ou des îles, mais qui, dans quelques cas, communiquent avec la mer. Généralement ces eaux sont douces; celles de quelques *lacs* font seules exception. Elles sont ou courantes ou stagnantes. Dans le premier cas, on les connaît sous les noms de *Fleuves, Rivières, Torrents, Ruisseaux;* dans le second, sous ceux de *Lacs, Étangs, Marais*.

C'est à l'état liquide que l'eau est le plus abondamment répandue dans la nature.

Je me borne à ces quelques mots sur les divers états de l'eau dans la nature. Plus de détails me feraient empiéter sur le domaine du naturaliste géographe. Au point de vue chimique, c'est surtout l'eau liquide que je dois étudier avec vous.

Aucune espèce d'eau, parmi toutes celles qui coulent à la surface du globe, n'est *pure,* dans le sens rigoureux qu'on doit attacher à ce mot. Il est impossible qu'il en soit autrement. En effet, les eaux pluviales, tombées de l'atmosphère, s'infiltrent à travers les terres pour se réunir dans les fonds. Dans leur passage par les différentes couches du sol, non-seulement elles dissolvent, sous certaines influences, et principalement sous celle de la chaleur centrale, tous les matériaux qui y sont solubles, mais encore elles entraînent, sans les dissoudre, une foule de corps étrangers, organiques et inorganiques, qui ne tardent pas à entrer en décomposition ou à se déposer, suivant leur nature. De là résultent des produits nouveaux qui apportent encore des modifications au liquide qui les recèle. Il n'y aurait guère que l'eau de pluie ou de neige qui pût être pure, mais il y existe toujours de l'air en dissolution.

La nature chimique des eaux naturelles doit donc varier suivant la constitution des terrains qu'elles ont traversés, leur température, le temps pendant lequel elles ont demeuré en contact avec les terres, et diverses autres circonstances qu'il serait trop long

d'énumérer. Ici, elles se trouvent surchargées de sels; là, ce sont des gaz ou des matières organiques qu'elles contiennent.

Les eaux qui coulent sur les terrains de granit, sur le cristal de roche, sur les sables, sont toujours moins chargées de matières étrangères que celles qui coulent sur les sols calcaires et argileux.

Vous concevez que, d'après ces différences de constitution chimique, elles doivent présenter des propriétés physiques très-diverses. Plusieurs sont tellement riches en matières salines, qu'elles ne peuvent convenir ni à la boisson ni aux autres usages de la vie, et qu'elles ont même une action très-prononcée sur l'économie animale. De là, la distinction des eaux terrestres en EAUX POTABLES, EAUX NON POTABLES et EAUX MÉDICINALES OU MINÉRALES.

1° Les EAUX POTABLES sont celles qui peuvent servir de boisson journalière, sans qu'il résulte de leur emploi aucun trouble dans l'économie animale. On reconnaît, en général, qu'une eau est potable, lorsqu'elle est vive, limpide, sans odeur, lorsqu'elle cuit bien les légumes, dissout le savon sans former de grumeaux, conserve sa transparence pendant qu'on la fait bouillir, ne laisse qu'un très-léger résidu par l'évaporation, et n'est troublée que très-faiblement par les réactifs.

Les eaux qui présentent ces caractères sont celles de pluie ou de neige, de rivière, de source, et les eaux des fontaines artésiennes.

On peut juger de la pureté comparative de ces diverses espèces d'eaux, lorsqu'il s'agit de les appliquer à nos usages journaliers ou d'établir entre elles un choix, uniquement par la quantité de résidu qu'elles laissent après leur évaporation sur le feu. Il n'est donc pas nécessaire de posséder de bien grandes connaissances en chimie pour arriver à cette détermination. Lorsqu'on veut faire l'essai d'une eau, on en prend plusieurs litres; on les verse dans une capsule de porcelaine (*fig.* 32) dont la tare a été prise à l'avance, et on expose le vase à une température modérée, comme celle d'un poêle, jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liquide dans le vase. Le résidu terreux est ensuite chauffé un peu plus fort pendant quelques minutes avant d'être pesé. Ce résidu est incolore, s'il est formé de matières salines; il est coloré en brun ou en jaune rougeâtre, s'il renferme des substances organiques ou du fer. Quand son poids ne s'élève qu'à quelques millièmes



*Fig.* 32.

par litre, l'eau peut être considérée comme sensiblement pure.
Voici des exemples de la pureté comparative de plusieurs espèces d'eaux potables.

| NOMS DES EAUX. | | QUANTITÉ DE RÉSIDU par litre d'eau. |
|---|---|---|
| Seine | avant sa jonction avec la Marne | 0g1785 |
| | dans Paris | 0,1705 |
| | au sortir de Paris | 0,1810 |
| | à l'Escure, un peu au-dessus de Rouen. | 0,1510 à 0,1640 |
| | dans Rouen | 0,1580 à 0,1700 |
| | au sortir de Rouen | 0,1760 |
| Marne | avant sa jonction avec la Seine | 0,1801 |
| Vienne | à Troyes | 0,1980 |
| Loire | près de Firminy | 0,0352 |
| | à Meung, près d'Orléans | 0,1346 |
| | à Nantes, au-dessous de la ville | 0,1170 |
| Maine | à Angers | 0,1470 |
| Rhône | à Genève | 0,1820 |
| | à Lyon, en hiver | 0,1898 |
| | à Lyon, en été | 0,1073 |
| Saône | à Lyon | 0,1410 |
| | à Mâcon | 0,1870 |
| Doubs | à Besançon | 0,2302 |
| Vesle | à Reims, au-dessus de la ville | 0,1904 |
| | à Reims, au-dessous de la ville | 0,2182 |
| Moselle | à Metz | 0,1160 |
| Doller | à Mulhouse | 0,1840 |
| Isère | à Grenoble | 0,1876 |
| Garonne | à Toulouse | 0,1367 |
| Rhin | à Strasbourg | 0,2318 |
| | à Bâle | 1,1711 |
| Escaut | à Cambrai | 0,2940 |
| | près du canal de Roubaix | 0,4560 |
| La Lys, près de Menin | en mai, avant le rouissage | 0,3700 |
| | en août, pendant le rouissage. | 0,3512 |
| Tamise | à Greenwich | 0.3973 |
| Canal de l'Ourcq, près Paris | | 0,4521 |
| Canal de Roubaix | | 0,6880 |
| Rivière | de Bapeaume, près Rouen | 0,1491 à 0,1602 |
| | de Robec, avant son entrée à Rouen | 0,1780 |
| | d'Aubette id. | 0,2600 |
| | de Ganzeville, près Fécamp (Seine-Infér.) | 0,3140 |
| | de Valmont (id.) | 0,2790 |
| | de la Durdent, avant Cany (id.) | 0,2760 |
| | de Veule (id.) | 0,2902 |
| | de la Lézarde, au-dessus de Montivilliers (Seine-Inférieure) | 0,3080 |
| | de Bolbec, aux sources (Seine-Infér.) | 0,2800 |
| | de Bolbec, à Lillebonne (id.) | 0,3150 |

| NOMS DES EAUX. | | | QUANTITÉ DE RÉSIDU par litre d'eau. |
|---|---|---|---|
| Ruisseau de la vallée de Lillebonne (Seine-Inférieure). | | | 0,2785 |
| Rivière | de Sainte-Gertrude, au-dessus de Caudebec (Seine-Inférieure) | | 0,2692 |
| | de Saint-Wandrille, près Caudebec (Seine-Inférieure) | | 0,3198 |
| | du Rançon, entre Yvetot et Caudebec (Seine-Inférieure) | | 0,3065 |
| Source d'Arcueil (fontaine de l'Institut, à Paris) | | | 0,4660 |
| Sources de Belleville et de Ménilmontant, près Paris | | | 1,6490 |
| Sources alimentaires de Rouen | d'Yonville ou de St-Filleul | | 0,2320 |
| | du Roule ou de Darnétal | | 0,2140 |
| | de Gaalor | | 0,3450 |
| | de Notre-Dame | | 0,7810 |
| | de Saint-Nicaise | | 1,7530 |
| Sources alimentaires du Havre | | | 0,3686 à 0,9256 |
| Sources alimentaires de Lille | | | 0,4780 |
| Sources et fontaines publiques de Fécamp | | | 0,2690 à 0,3780 |
| Fontaines publiques | de Montivilliers | | 0,2764 |
| | de Harfleur | | 0,3300 |
| | de Bolbec | | 0,2910 |
| Puits artésiens | à Perpignan | | 0,2300 |
| | à Rouen | | 0,1327 |
| | à Tours | | 0,3200 |
| | à Cambrai | | 0,6050 |
| | à Lille | | 0,7319 |
| | à Roubaix | dans le sable vert | 0,5467 |
| | | dans la marne | 0,7760 |
| | | dans le calcaire bleu | 0,6327 |
| | à Elbeuf | | 0,7100 |
| | à Grenelle, dans Paris | | 0,1430 à 0,1494 |

Vous voyez, Messieurs, qu'en général, dans les eaux courantes qui servent à la boisson des hommes et des animaux, la proportion des matières fixes en dissolution n'atteint jamais 2 millièmes. La plupart des eaux potables de bonne qualité, et en particulier les eaux des fleuves et des rivières, contiennent de 1 à 2 dix-millièmes de matières fixes.

Les eaux les plus pures ne sont pas toujours les meilleures pour la boisson; ainsi on a tort de préférer aux eaux de rivières celles des torrents qui descendent des montagnes granitiques ou celles qu'on appelle *eaux de roche*. Les belles expériences de M. Boussingault ont parfaitement démontré l'utilité de la présence d'une petite quantité de sels calcaires dans les eaux destinées à la boisson, la chaux de ces sels concourant, avec celle que renferment les aliments, au développement du système osseux des animaux.

Les *eaux de sources* sont avidement recherchées à cause de leur fraîcheur et de leur limpidité ; elles sont cependant moins saines que les eaux qui courent à l'air libre et en absorbent une certaine quantité.

Les eaux des *puits artésiens* ou *jaillissants* sont caractérisées par leur pureté, leur limpidité, et surtout par une température constante supérieure à celle de la surface, à raison d'un degré centigrade par 25 ou 30 mètres de profondeur. Il n'a fallu percer que 547 mètres au milieu de la plaine de Paris, à l'abattoir de Grenelle, pour avoir un puits artésien dont l'eau est à la température de + 28° centigrades. Cette élévation et cette uniformité de température empêchent l'eau de se congeler pendant les hivers les plus rigoureux. — Les *puits artésiens*, ainsi nommés parce qu'ils sont, depuis longtemps, en usage dans l'Artois, ne sont autre chose que des trous de sonde verticaux, au moyen desquels, en certains lieux, les eaux situées à une plus ou moins grande profondeur remontent jusqu'à la surface, et quelquefois même y jaillissent à de grandes hauteurs. Les puits percés à Elbeuf élèvent l'eau jusqu'à 32 mètres 1/2 au-dessus du sol.

Les *eaux de rivières* sont généralement moins riches en matières salines que les *eaux de sources*, mais, en revanche, elles sont presque constamment troubles. A chaque averse, les eaux torrentielles, pendant leur course précipitée, se chargent de terre végétale, de glaise, de graviers, de toutes sortes de détritus qu'elles arrachent au sol, et l'ensemble de ces matières est entraîné, pêle-mêle, jusque dans le lit des rivières. Les proportions des matières étrangères tenues en suspension dans les rivières sont en raison du volume des eaux, de leur rapidité et de la longueur de leur cours, et aussi en rapport avec la nature du sol que les rivières traversent, avec les pluies plus ou moins fréquentes. Rennel a calculé que le Gange entraîne à la mer 860,149 mètres cubes de terre par heure, ce qui forme la 200e partie du volume de ses eaux. L'alluvion déposée par les eaux du Nil forme la 120e partie de son volume et égale 5,068 mètres cubes par heure. Le Mississipi dépose 2,742 mètres cubes de terre par heure, et le Hoan-ho, ou *fleuve jaune*, en Chine, porte, chaque heure, à la mer 686 mètres cubes de sédiment terreux. Le Rhône, dont le débit annuel est de 54,236 millions de mètres cubes, charrie, en moyenne, dans une année, 21 millions de mètres cubes de limon. Dans la Loire, il y a souvent 225 à 250 grammes de limon par chaque mètre cube d'eau. Dans la Seine, la proportion des matières en suspension s'élève quelquefois jusqu'à 1/2000e. Ainsi, celui qui boirait dans sa journée 3 litres d'eau de Seine non filtrée, à l'époque des plus fortes crues, chargerait son estomac d'un gramme 1/2 de substances terreuses. On ne sait quel pourrait être, à la longue,

l'effet de ces matières sur la santé. Au surplus, toute considération de salubrité mise de côté, il est certainement fort désagréable de boire de l'eau chargée de limon.

Au moment des basses eaux, pendant les grandes chaleurs de l'été, les eaux de rivières tiennent ordinairement en dissolution une plus forte proportion de matières organiques, et celles-ci, par leur décomposition incessante, donnent naissance à des gaz infects; aussi leurs eaux ont-elles presque toujours de l'odeur. C'est donc entre les deux époques des basses eaux de l'été et des crues de l'hiver que les eaux de rivières sont les meilleures à boire, c'est-à-dire les moins impures.

De toutes les eaux potables, les meilleures, sans contredit, sont les *eaux de pluie ;* car elles sont, en général, d'une telle pureté, qu'on ne parvient guère à y découvrir quelques matières étrangères qu'en opérant sur des quantités considérables et en faisant usage des réactifs les plus délicats. Elles ne renferment que de l'air, de l'acide carbonique, et des traces de matière organique, de chlore, de chaux et d'azotate d'ammoniaque. D'après M. Barral, le poids total des matières dissoutes qu'elles contiennent ne dépasse pas, en moyenne, 33 grammes $^1/_2$ par mètre cube.

J'entends parler ici de l'eau de pluie, recueillie après les premières ondées, en rase campagne et dans de larges vases; car ces premières ondées, en balayant l'atmosphère, si je puis parler ainsi, entraînent avec elles tous les corpuscules hétérogènes flottant dans l'espace. Aussi cette eau dépose-t-elle une poudre grisâtre dans les vases où on l'enferme, et ne peut-elle être gardée longtemps sans acquérir une odeur et une saveur plus ou moins désagréables. C'est pour la même raison que la neige, recueillie dans les premiers instants de sa chute, laisse toujours un dépôt pulvérulent après sa fonte.

Ce que le vulgaire appelle : *pluies de cendres, pluies de sang, pluies de soufre, pluies de manne,* etc., et qu'il regarde comme le présage de grands malheurs, est dû à ce que les pluies, en traversant les couches atmosphériques, entraînent dans leur chute de fines poussières minérales noires ou rougeâtres suspendues dans l'air, ou du pollen (poussière séminale des plantes en fleur) rouge, jaune ou différemment coloré, ou de petits champignons et lichens. Lorsque, par exemple, une pluie se manifeste pendant la floraison des pins et d'autres arbres résineux, on remarque sur l'eau, dans le voisinage des forêts, une poudre jaune ressemblant parfaitement à du soufre en poudre, mais qui n'est autre chose que le pollen de ces végétaux, accumulé d'abord dans l'atmosphère, d'où il a été entraîné par la pluie.

La puissance du vent, en balayant la surface de la terre, emporte quelquefois à de grandes hauteurs des masses de substan-

ces diverses, de petits végétaux, qui retombent ensuite avec les eaux du ciel. Il n'y a pas encore bien longtemps, en avril 1827, qu'il est tombé en Perse, dans la province de Romoé, non loin du mont Ararath, une *pluie de manne* ou de *graines*, qui a, dans quelques endroits, couvert la terre d'une couche de 16 centimètres d'épaisseur. Les moutons en ont mangé, et les hommes en ont fait un pain très-passable. Cette prétendue manne n'était qu'un petit lichen, ainsi que l'ont reconnu Thenard et Desfontaines, membres de l'Institut, à qui notre ambassadeur en Russie en avait envoyé.

Les *neiges rouges* qui tombent si souvent sur les Alpes, dans les régions polaires, et si abondamment dans la Nouvelle-Shetland du Sud, sont colorées par des globules sphériques qui, d'après M. Baüer, sont de petits champignons du genre *uredo*.

Quand l'eau de pluie est recueillie par le moyen de gouttières, elle contient toujours, outre l'air, une certaine quantité de sels terreux, et principalement de *sélénite* ou sulfate de chaux provenant du plâtre qui se trouve sur cette partie de nos édifices. Néanmoins, la proportion de ces substances n'est jamais assez grande pour lui faire perdre la propriété de cuire les légumes et de dissoudre le savon.

II. Les EAUX HABITUELLEMENT NON POTABLES sont celles qui renferment ou une grande quantité de matières salines, comme les eaux *des puits, de la mer* et des *fontaines salées*, ou des substances végétales ou animales en décomposition, comme les eaux *de mares, d'étangs* et les eaux *dormantes*. Les premières donnent un résidu considérable par l'évaporation ; elles sont impropres à dissoudre le savon sans le décomposer et à cuire les légumes, en raison de la forte proportion de sels terreux qu'elles contiennent. Les autres, qui n'offrent pas ces inconvénients, possèdent, d'un autre côté, une odeur plus ou moins fétide et repoussante, qui provient de la putréfaction des matières végétales et animales qu'elles tiennent en dissolution, ou qui sont accumulées à la surface du terrain qu'elles recouvrent.

D'après les analyses de MM. Marchand, de Fécamp et Fauré, de Bordeaux, les eaux stagnantes sont surtout caractérisées par la présence de notables proportions d'*albumine*, cette matière qui constitue essentiellement le blanc de l'œuf des oiseaux, et d'*humus*, ce résultat de l'altération des substances végétales. Ces deux matières sont le produit de la décomposition incessante des myriades d'êtres microscopiques de nature animale et végétale, qui se développent et se succèdent avec une incroyable rapidité dans les eaux dormantes, et dont les débris réunis donnent à ces eaux la propriété de se putréfier et d'acquérir des qualités nuisibles.

C'est surtout lorsque les eaux sont recouvertes d'espèces végétales, lorsqu'elles baignent et portent en même temps à leur surface des végétaux en grand nombre, que les eaux de marais et d'étangs, exposées à l'air et à la lumière, deviennent plus malsaines et acquièrent une odeur fétide. En se vaporisant, elles laissent à la surface du sol des limons imprégnés de matières putrescibles, qui sont la source d'une production continuelle de gaz hydrogène carboné, véhicule le plus actif des miasmes paludéens. La production de ce gaz est d'autant plus assurée que les eaux contiennent une plus forte quantité d'albumine végétale.

Tout prouve que le développement des fièvres paludéennes, si meurtrières dans les pays marécageux, est dû à la présence et à l'altération rapide de l'albumine des eaux dormantes.

Ces sortes d'eaux agissent sur l'économie d'une manière très-fâcheuse, quand on les emploie comme boisson. Les indigènes du Sahara y font toujours macérer des *noix de gouro* avant d'en faire usage. Ce fruit est très-amer; il rend les eaux saumâtres, plus digestibles et plus salubres. On peut aussi en corriger les mauvaises qualités par l'addition de quelques grammes de café par litre, ou encore par l'addition de 3 à 4 gouttes d'acide sulfurique concentré. Cela suffit pour détruire les germes végétaux ou animaux, qui deviendraient des principes de dyssenterie ou de fièvre.

Souvent les eaux naturelles acquièrent des propriétés dangereuses ou délétères, soit par leur voisinage avec les fosses d'aisances, soit par le contact prolongé de substances animales privées de vie ou de liquides putréfiés. C'est ainsi que, trop souvent, dans nos campagnes, l'eau des meilleurs puits est altérée par les infiltrations du jus de fumier ou l'urine des bergeries et écuries, qui, presque toujours, se trouvent à peu de distance de ces réservoirs naturels. Parfois les eaux de tout un village deviennent malsaines par l'infiltration des eaux des fossés dans lesquels on rouit le chanvre, ou par celle des eaux fétides qui sortent des usines et vont se perdre soit dans les ruisseaux qui circulent dans les environs, soit dans la nappe souterraine qui alimente les puits de toutes les habitations voisines. Ces eaux insalubres n'ont d'autres caractères communs qu'une odeur repoussante et un aspect plus ou moins trouble, ou une couleur foncée. Quant à leur composition chimique, tant de causes peuvent la faire varier, qu'il est impossible de l'établir d'une manière générale.

III. Enfin, sous le nom d'EAUX MINÉRALES OU MÉDICINALES, on comprend toutes celles qui contiennent assez de substances salines ou autres pour être sapides, exercer une action marquée sur l'économie animale, et devenir pour les hommes et les animaux de puissants moyens de guérison.

Leur température est très-variable. Tantôt elles sont chaudes et quelquefois même bouillantes ; tantôt, au contraire, elles sont au même degré de chaleur que l'air ambiant, ou même au-dessous. De là, la distinction qu'on en fait en eaux *Thermales* et en eaux *Froides*. Ce phénomène singulier de température dépend, sans aucun doute, de l'étendue et de la nature des terrains que les eaux parcourent avant d'arriver dans les lieux où elles se réunissent; puisque l'observation a fait reconnaître que la chaleur souterraine augmente progressivement et d'une manière assez rapide avec la profondeur.

Les substances qui existent en dissolution dans les eaux *minérales* sont très-nombreuses; mais il est à remarquer que la même eau n'en contient jamais plus de 7 à 8, et encore dans des proportions toujours très-limitées. Parmi les principes constituants d'une eau minérale, il en est qui, par leur quantité et leur énergie, ont une plus grande influence sur les propriétés médicamenteuses que cette eau présente. C'est d'après cette considération qu'on partage ces sortes d'eau en classes plus ou moins nombreuses :

Eaux *Salines*, qui ont une saveur marquée et sont sans action sur la couleur bleue du tournesol et de la violette. Exemple : eaux thermales de Néris, de Plombières, de Bourbonne-les-Bains, etc.

Eaux *Alcalines*, qui ont une saveur urineuse ou de savon et verdissent le sirop de violette. Exemple : eaux de Chaudes-Aigues, de Rikum en Islande, etc.

Eaux *Acides*, qui ont une saveur aigre plus ou moins prononcée, et rougissent fortement le tournesol, propriétés qui deviennent plus intenses par l'évaporation. Exemple : eaux des Lagonis de Toscane, des environs des volcans. etc

Eaux *Acidules*, dont la saveur est aigrelette et qui moussent promptement par l'agitation, ce qu'elles doivent à l'acide carbonique; aussi perdent-elles ces propriétés par la chaleur ou l'exposition à l'air. Exemple : eaux de Seltz, de Pougues, de Châteldon, etc.

Eaux *Ferrugineuses*, qui ont une saveur d'encre, noircissent avec une décoction de noix de galle, donnent un précipité bleu avec le *prussiate de potasse* du commerce, et déposent souvent, par la concentration, des flocons rougeâtres, caractères dépendant de la présence du fer. Exemple : eaux de Bussang, de Forges (Seine-Inférieure), de Spa, de Passy près Paris, etc.

Eaux *Sulfureuses*, aisément reconnaissables à leur odeur fétide qui rappelle celle des œufs pourris, et parce qu'elles noircissent promptement une pièce d'argent qu'on y plonge, propriétés dues à la présence du soufre. Exemple : eaux de Baréges, de Bonnes, de Bagnères, de Cauterets, d'Enghien, d'Aix-la-Chapelle, etc.

La distinction des eaux minérales basée sur leur véritable composition chimique, l'art de reconnaître et d'apprécier exactement

les proportions de leurs principes constituants, sont une des conquêtes de la chimie moderne; puisqu'avant le dix-septième siècle on ne voit rien dans l'histoire de cette science qui ait aucun rapport avec cette question si intéressante. « C'est un trait bien frappant dans l'histoire de l'esprit humain, dit le célèbre Fourcroy, que l'antiquité ait complétement ignoré l'art de décomposer les corps, et que les connaissances ainsi que les instruments chimiques lui aient entièrement manqué. »

Les anciens avaient bien découvert les principales qualités des eaux naturelles, mais ces notions, quoique assez exactes, étaient fondées sur des effets observés, et non sur la connaissance des principes constitutifs des eaux. D'ailleurs, à côté de ces saines notions, on trouve dans leurs écrits des assertions exagérées, des idées folles et ridicules, qui attestent combien le merveilleux avait de pouvoir sur leurs esprits.

C'est ainsi que Pline raconte avec beaucoup de sérieux qu'il y a, dans la Béotie, près du fleuve Orchomène, deux sources, dont l'une a la propriété de fortifier la mémoire, et l'autre celle de la faire perdre; qu'il y a, en Cilicie, une source dont l'eau donne de l'esprit, et qu'une autre, dans l'île de Cos, rend stupide; qu'enfin, à Cyzique, il y a la fontaine de Cupidon, qui guérit de l'amour ceux qui en boivent. Pendant toute la durée du moyen âge, on a cru fermement à l'existence de l'*eau de Jouvence*, qui rajeunissait les vieillards. Malheureusement pour l'humanité, de pareilles merveilles n'ont existé que dans l'imagination de Pline et des alchimistes du moyen âge.

L'eau étant le véhicule ou le dissolvant le plus souvent employé par le chimiste dans ses recherches délicates, vous concevez facilement, Messieurs, qu'il ne peut, sans s'exposer à des erreurs plus ou moins graves, se servir de ce liquide tel que la nature le lui présente, puisque, comme nous venons de le démontrer, il renferme toujours quelques corps étrangers en dissolution (1). Il faut, de toute nécessité, qu'il l'amène à son état de pureté absolue pour pouvoir s'en servir avec avantage. Il en trouve le moyen dans la *distillation*. Cette opération consiste à chauffer l'eau dans un appareil fermé de manière à la convertir en vapeurs, et à recueillir celles-ci dans un vase où, en se refroidissant, elles reprennent l'état liquide. L'eau est ainsi séparée de tous les principes salins qu'elle tenait en dissolution; car ceux-ci, n'étant pas

(1) C'est Tachenius, célèbre chimiste du dix-septième siècle, qui appela le premier l'attention des savants sur la différence qu'il y a entre l'eau commune et l'eau distillée, et fit sentir la nécessité de n'employer que cette dernière pour les expériences de laboratoire.

*volatils*, c'est-à-dire réductibles en gaz, restent au fond de la chaudière où l'eau bout, tandis que la vapeur aqueuse s'élève pure et reproduit ensuite un liquide complétement dépouillé de toute matière étrangère. C'est dans cet état qu'elle prend le nom d'*eau distillée*.

L'appareil qui sert dans les laboratoires à purifier l'eau est connu sous le nom d'*alambic*. C'est une invention des alchimistes arabes, qui savaient très-bien pratiquer la distillation. Au reste, l'art de réduire l'eau en vapeur était connu il y a plus de deux mille ans.

Pendant bien longtemps, l'alambic eut des formes très-défectueuses et peu commodes. Ce n'est que depuis 1777 qu'il a été perfectionné par Baumé, l'abbé Moline et Chaptal, et que la distillation a subi d'heureuses améliorations. Aujourd'hui on l'exécute de la manière la plus rationnelle.

Voici la disposition la plus générale de l'alambic moderne (*fig.* 33):

A, chaudière en cuivre étamé, qu'on appelle *Cucurbite*. C'est dans ce vase qu'on met l'eau de rivière à distiller. B, *Tête* ou *Chapiteau* en étain ou en cuivre qui se pose sur la cucurbite, et dont le long col latéral B' sert à diriger les vapeurs dans

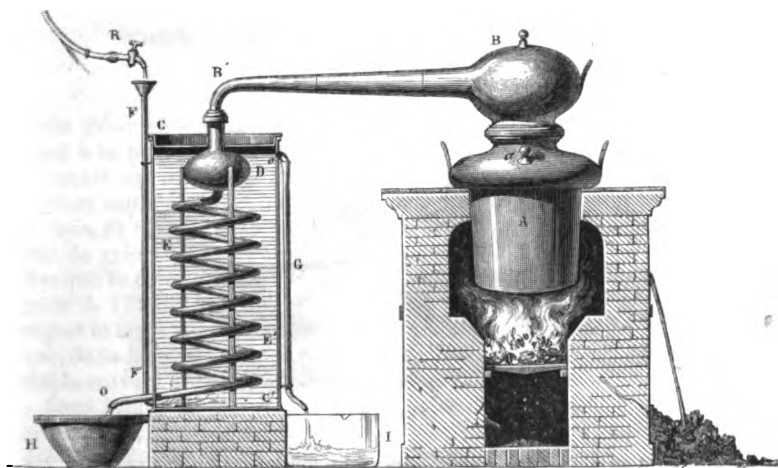



*Fig.* 33.

le vase D, qui porte le nom de *Réfrigérant* ou *Serpentin*. Ce dernier consiste en un long tuyau d'étain EE' courbé en hélice et renfermé dans un seau de cuivre CC' rempli d'eau froide. C'est dans ce tuyau que les vapeurs se condensent en gouttelettes liquides qui coulent dans un vase en verre ou en grès H placé au-dessous de l'ouverture inférieure *o* du réfrigérant. Ce vase H s'appelle *Récipient*, parce qu'il reçoit le produit de la distillation. Pour mieux condenser la vapeur qui parcourt le serpentin, on renouvelle constamment l'eau qui entoure celui-ci, au moyen d'un courant d'eau qui tombe d'un réservoir supérieur dont on voit le robinet R. Cette

eau froide est conduite par le tube FF′ au fond du réfrigérant, tandis que l'eau chaude s'écoule en dehors dans le vase I par le moyen du trop plein G qui communique avec la partie supérieure du réfrigérant.

D'après cela, la distillation est l'opération de chimie par laquelle on sépare, au moyen du feu, un liquide volatil des substances *fixes* ou non réductibles en vapeurs; ou, en d'autres termes, c'est une évaporation qui se fait en vases clos et appropriés de manière à recueillir, pour les utiliser ensuite, les substances que la chaleur réduit en vapeurs. Elle est fondée sur la propriété qu'ont les liquides de se convertir en vapeurs quand on élève leur température, et sur la propriété qu'ont les vapeurs de se condenser par le froid.

Les distillations en petit qu'exigent les expériences chimiques se font habituellement dans des vases de verre spécialement destinés à cet usage, et qu'on appelle *retortes* ou *cornues*, à cause de leur forme. Quelquefois ces vases sont en terre cuite ou en porcelaine.

L'appareil pour distiller à la cornue (*fig.* 34) se compose au moins de deux pièces : de la cornue A, et d'un *ballon* B, servant de récipient pour

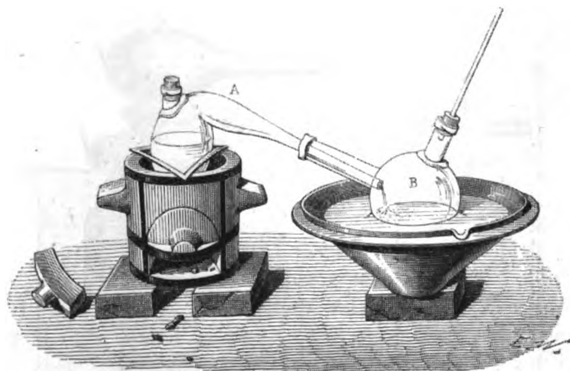



*Fig.* 34.

la liqueur distillée. Pour mieux opérer la condensation des vapeurs, on plonge le ballon dans une terrine pleine d'eau froide ou d'un mélange d'eau et de glace, ou on le couvre de linges sur lesquels on laisse tomber continuellement un filet d'eau froide.

Quand les liquides à distiller sont très-volatils, on fait usage de l'appareil suivant (*fig.* 35) qui permet d'opérer une condensation plus rapide et plus complète des vapeurs.

Le col du ballon ou de la cornue *a*, qui renferme le liquide à distiller, s'adapte à un long tube *b* qui fait l'office du serpentin de l'alambic et dont l'extrémité s'engage dans un flacon de verre *c* servant de récipient. Le tube à condensation est enveloppé d'un manchon en verre ou en fer-

blanc, fermé à ses deux extrémités par de bons bouchons, et dans lequel on fait arriver constamment de l'eau froide, d'un réservoir supérieur *d*, par le moyen d'un tube à entonnoir soudé sur lui ; cette eau,

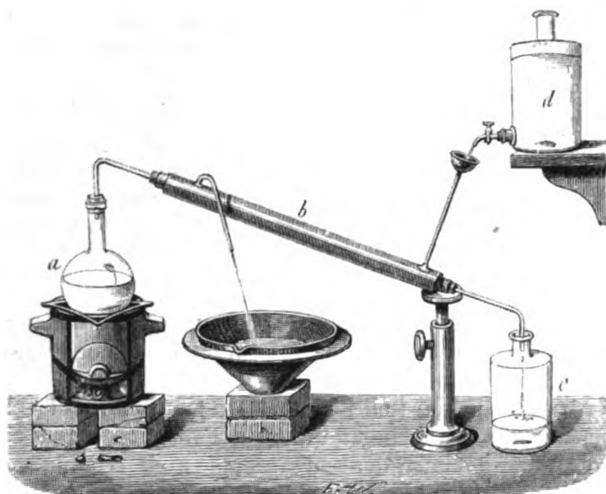



*Fig.* 35.

après avoir servi à condenser la vapeur, en ressort par un tube recourbé placé à la partie la plus haute du manchon.

Tantôt on distille à *feu nu*, c'est-à-dire que la cornue est exposée à l'action immédiate du feu, comme dans la figure 34; tantôt on distille au *bain de sable*, la cornue étant placée dans une chaudière de tôle remplie de grès pulvérisé; tantôt, enfin, on distille au *bain-marie*, c'est-à-dire que la cornue est plongée dans une bassine contenant de l'eau qu'on porte à l'ébullition. Dans ce dernier cas, la température à laquelle est exposé le liquide à distiller ne s'élève jamais au delà de 100 degrés, tandis que, dans les autres cas, il peut éprouver une chaleur très-élevée et variable suivant la manière dont on dirige le feu.

Dans l'impossibilité où l'on est de faire des vases distillatoires d'une seule pièce, on est obligé de réunir bout à bout plusieurs parties; et pour éviter la déperdition des vapeurs aux endroits de jonction de ces diverses parties, on a imaginé depuis longtemps de boucher les joints ou les ouvertures avec une matière pâteuse qui s'applique à la main et qui, en séchant, devient aussi imperméable que le verre lui-même. Par ce moyen, les pièces de verre réunies se comportent alors comme si elles n'étaient qu'un tout continu. Les substances que l'on emploie pour remplir cet objet sont nommées *Luts* (1) dans les laboratoires et les arts. La nature des luts varie suivant la température à laquelle les vases qui en sont recouverts doivent être exposés. Tantôt ils consistent en une bande de ves-

(1) *Lut* signifie *terre*, *limon*.

sie mouillée, de papier ou de toile enduits de colle; tantôt c'est une pâte homogène et bien liée, préparée avec de l'argile sèche pulvérisée et de l'huile de lin cuite (c'est alors ce qu'on appelle le lut *gras*); tantôt la pâte est faite avec de la farine d'amandes ou de lin privée d'huile, qu'on bat avec de la colle d'amidon (c'est alors le lut *maigre*). Un lut très-agglutinatif est celui qu'on prépare avec des bandes de toiles imbibées d'une bouillie claire de blanc d'œuf et de chaux vive en poudre; il était déjà en usage du temps de Pline pour luter le verre, et les anciens chimistes le nommaient *lut de Sapience* ou *des Philosophes* (1).

Rien de plus important que de savoir bien luter, car la réussite des opérations dépend presque entièrement de la sûreté des jointures des vases. « On ne doit pas oublier, dit Lavoisier, que c'est de la manière de luter, de la patience et de l'exactitude qu'on y apporte, que dépendent tous les succès de la chimie moderne; il n'est donc point d'opération qui demande plus de soins et d'attention (2). »

Après cette digression, que nous commandait le sujet même, revenons à l'eau et constatons les caractères de celle que nous avons purifiée par la distillation.

Elle n'a pas d'odeur; elle est parfaitement claire et limpide; elle peut se conserver indéfiniment à l'abri du contact de l'air, sans contracter aucune odeur désagréable ni se troubler; elle ne laisse aucun résidu après son évaporation; elle n'a aucune action sur les couleurs du tournesol et de la violette; elle dissout parfaitement le savon sans le grumeler, et cuit très-bien les légumes; enfin, elle n'est troublée par aucun réactif.

L'eau distillée renferme toujours de l'acide carbonique, parce que ce gaz existant, comme nous l'avons dit ailleurs, dans toutes les eaux qui coulent à la surface de la terre, ne s'en sépare que très-incomplétement par l'ébullition, et passe avec le produit distillé. Pour éviter cet inconvénient, on doit mettre dans l'alambic une certaine quantité de chaux éteinte qui l'absorbe entièrement; 32 grammes environ par 25 litres d'eau.

L'eau distillée a une saveur fade; elle fait éprouver un sentiment de pesanteur à l'estomac; aussi n'est-elle pas convenable comme boisson. Cela tient à ce qu'elle ne renferme plus d'air en dissolution. Toutes les eaux naturelles en contiennent une certaine proportion, et c'est à sa présence qu'elles doivent leur légèreté, leur saveur agréable et la propriété qu'elles ont d'en-

(1) Pline, *Histoire naturelle*, XXIX, 3.

Le ciment des mosaïques paraît avoir été fait avec un mélange de chaux vive et d'une matière organique (blanc d'œuf, gélatine ou caséum). C'est du moins ce qui résulte d'une analyse faite par Darcet sur le ciment d'une mosaïque antique trouvée à Rome, ainsi que d'une analyse faite par moi de pâtes formant relief, fixées sur la pierre et entièrement dorées, trouvées dans les sculptures du portail de Saint-Romain de la cathédrale de Rouen.

(2) *Traité élémentaire de chimie*, t. II, p. 153, édition de 1789.

tretenir la vie des animaux aquatiques ; en effet, dépouillées de cet air par l'ébullition, elles deviennent insipides, de difficile digestion, et les poissons qu'on y plonge ne tardent pas à périr. Mais il suffit d'agiter fortement ces eaux au contact de l'air pour leur faire reprendre leurs qualités premières.

Ce fait de l'existence de l'air dissous dans l'eau est bien anciennement connu, puisque, dès 470 ans avant Jésus-Christ, Diogène d'Apollonie en faisait mention, et indiquait que c'est cet air qui sert à la respiration des poissons.

Une observation curieuse, faite par Priestley, c'est que l'air dissous dans l'eau contient plus d'oxygène que celui de l'atmosphère; il en renferme 34 pour 100 au lieu de 21, qui est la proportion ordinaire, ainsi que nous l'avons déjà dit. Cette différence de composition entre l'air ordinaire et l'air dissous dans l'eau provient de ce que ce liquide, en contact avec deux gaz, dissout plus ou moins de ceux-ci en raison de son affinité pour chacun d'eux. Or, l'expérience ayant démontré que l'oxygène est plus soluble dans l'eau que l'azote, et que d'ailleurs ces deux gaz ne sont qu'à l'état de simple mélange dans l'air, il n'est pas surprenant que l'eau en contact avec ce fluide absorbe plus d'oxygène que d'azote, et qu'elle retienne le premier avec plus de force que le second.

Lorsqu'on veut déterminer la quantité d'air tenue en dissolution dans une eau quelconque, on en remplit un ballon A de 5 à 6 litres de capacité (*fig.* 36); on y adapte, à l'aide d'un bouchon qui

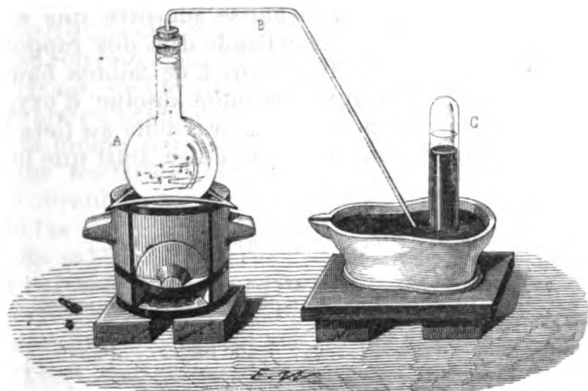



*Fig.* 36.

ferme bien, un tube recourbé B plein d'eau qu'on engage sous une cloche pleine de mercure C, et placée sur une cuve contenant le même métal. On s'y prend de manière à ce qu'il ne puisse rester dans l'intérieur de cet appareil aucune bulle d'air, et qu'il n'en puisse

entrer pendant le cours de l'opération. On chauffe progressivement le ballon. Une infinité de petites bulles s'élèvent de son fond, se réunissent dans le tube et vont se rendre dans la cloche. Il faut un temps assez long pour chasser ainsi tout l'air de l'eau, et on ne peut guère se flatter de l'en dépouiller complétement, ainsi que Priestley l'a constaté.

Eh bien ! lorsqu'on fait l'analyse de l'air ainsi expulsé de l'eau, on trouve qu'il est d'autant plus riche en oxygène, qu'il a été recueilli plus tard. Les premières portions en contiennent de 22 à 23 pour 100; les secondes, de 25 à 26; et les dernières, de 33 à 34.

Ce qui prouve évidemment que la véritable cause du phénomène est bien celle que j'ai indiquée précédemment, c'est que du gaz oxygène que l'on met en contact avec de l'eau aérée s'y dissout, en expulsant du liquide une portion de l'azote qu'il renferme.

Lorsque l'eau se congèle, elle abandonne l'air qui s'y trouve dissous; celui-ci se dégage en une infinité de petites bulles, dont la présence rend la glace opaque, et qu'on peut apercevoir aisément à l'œil nu.

Toutes les eaux naturelles ne sont pas également aérées. Leur élévation au-dessus du niveau de la mer, ou, ce qui revient au même, la pression de l'air exerce une grande influence sur la quantité absolue d'air qui se trouve en dissolution dans l'eau qui en est saturée. M. Boussingault s'est livré, en Colombie, à des recherches intéressantes sur cette question. Il a déterminé les quantités absolues de gaz que l'on peut extraire de l'eau prise à diverses hauteurs, et quoiqu'on puisse admettre que cette eau renferme, en général, l'oxygène et l'azote dans des rapports analogues à ceux que présente l'eau prise à de faibles hauteurs, il n'en est pas moins certain que la quantité absolue d'oxygène est fortement diminuée. Elle peut se trouver réduite au tiers de celle que contient l'eau prise au niveau de la mer, ainsi que le prouve le tableau suivant :

QUANTITÉS D'AIR EXTRAITES D'UN LITRE D'EAU.

| | Élévation au-dessus du niveau de la mer. | Acide carbonique. | Air |
|---|---|---|---|
| Niveau de la mer | » | » | 35 cc. |
| Eau de source de Socorro | 700 mètr. | 16 cc. | 12 |
| Torrent de San-Francisco, près Santa-Fé de Bogota | 2640 | » | 12 |
| Eau de source, à Santa-Fé de Bogota. | 2640 | 11 | 12 |
| Eau bouillie, puis exposée à l'air, au même lieu | 2640 | 1,5 | 14 |
| Eau de pluie, au même lieu | 2640 | 3 | 14 |
| Torrent de la Basa, près Pamplona | 3000 | 2 | 11 |
| Eau des neiges du pic de Tolima | 4700 | » | inappréc. |

Comme on le voit, l'eau des montagnes est moins riche en gaz que celle des plaines, et nécessairement moins potable ou moins propre à l'économie animale.

M. Boussingault tire de l'ensemble de ses expériences une conséquence qui mérite de fixer l'attention ; il attribue à l'usage habituel des eaux peu aérées, les affections goîtreuses si fréquentes qu'il a observées dans les pays élevés. S'il était vrai que cette maladie ne se montrât endémique que sous cette condition, il serait presque toujours facile de faire disparaître la cause et par conséquent l'effet. Un séjour prolongé de l'eau au contact de l'air, dans des vases de terre, suffirait, dans tous les cas, pour donner à l'eau un caractère salubre.

Il y a une autre circonstance qui tend à faire diminuer dans les eaux naturelles la proportion de l'air dissous : c'est la présence de matières organiques. Ainsi, les eaux qui sont pendant longtemps en contact avec des feuilles mortes, du bois pourri ; celles qui coulent lentement ou qui filtrent à travers une terre végétale riche en humus, sont toujours très-peu aérées. C'est un fait bien constaté que les substances végétales s'emparent de l'oxygène de l'air dissous dans l'eau ; il suffit même, suivant Dalton, de laisser séjourner l'eau dans un vase de bois, pour que très-promptement elle perde la totalité de son air. Alors elle devient fade et mauvaise à boire, quelquefois même fétide.

Souvent les poissons d'un étang périssent sans cause appréciable pour le vulgaire. Cela provient presque toujours de ce qu'au bout d'un certain temps les matières organiques, accumulées dans la vase, se corrompent et absorbent alors tout l'oxygène de l'air dissous dans l'eau, en le remplaçant par de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, de l'hydrogène sulfuré, etc. Il est donc prudent de curer de temps à autre les étangs.

C'est la même cause qui fait que les eaux pluviales qu'on recueille sur les toits et qu'on conserve dans des citernes où l'air ne peut circuler, ont constamment un goût de croupi. Mais si, avant de les laisser s'y rendre, on les filtre à travers une couche épaisse de sable et de charbon, si les citernes sont bien curées, mises à l'abri de la lumière (1), et si l'on y entretient sans cesse un courant d'air, ces eaux seront toujours d'excellente qualité.

Une découverte archéologique récente démontre l'incorruptibilité de l'eau dans les citernes bien construites. Il y a quelques années, à Alger (l'ancien Icosium), en creusant les fondations du

(1) M. Marchand, de Fécamp, a récemment prouvé, par d'intéressantes expériences, que la privation de la lumière est un obstacle à la vivification de la matière organique des eaux, et par conséquent que l'obscurité est un moyen de mieux assurer la salubrité des eaux de pluie conservées dans les mares et les citernes.

portail de la cathédrale, on a mis à découvert, à 4 mètres environ au-dessous du sol, une belle mosaïque romaine parfaitement conservée. Elle recouvrait une magnifique citerne, d'une longueur considérable, et dans laquelle il y avait de l'eau à la hauteur d'un mètre et demi. La conservation parfaite de l'enduit de la citerne, la profondeur à laquelle l'élévation du sol l'avait cachée, permettent de croire que cette eau était là depuis bien des siècles, et cependant elle était agréable au goût et propre à tous les usages domestiques.

Disons encore, en terminant cette question, que la distillation n'altère point l'eau, comme les anciens chimistes l'ont cru ; elle ne lui fait perdre que l'air, l'acide carbonique et les matières qui sont étrangères à sa nature. Boerhaave a distillé de l'eau 500 fois de suite, sans remarquer aucun changement dans les propriétés de ce fluide.

Avant d'examiner la nature intime de l'eau, il est nécessaire de vous faire connaître ses principales propriétés. Ce sera le sujet de la prochaine leçon.

---

# SIXIÈME LEÇON

## DE L'EAU (SUITE).

SOMMAIRE. — Principales propriétés de l'eau. — Son rôle comme agent chimique. — Composition de l'eau. — Étude de l'HYDROGÈNE. — Analyse et synthèse de l'eau — Détails historiques sur la découverte de la nature complexe de ce liquide.

A la température de 4° 10 au-dessus de 0 du thermomètre centigrade, et sous la pression atmosphérique ordinaire, ou de 76 centimètres, l'eau pèse 1 kilogramme par décimètre cube ou litre, ou 1 gramme par centimètre cube (1). C'est à la densité de l'eau, prise comme unité et représentée par 1, par 100 ou par 1000, qu'on rapporte celle de tous les autres corps, solides ou liquides.

Exposée au froid, l'eau diminue de volume d'une manière progressive jusqu'à + 4° 10 ; à partir de ce point, elle présente une singulière exception à la loi générale suivant laquelle les corps acquièrent leur plus grande densité à mesure qu'ils passent à l'état solide. En effet, son volume, loin de se resserrer, augmente

(1) C'est ainsi que, dans le système métrique, on a déterminé l'unité de poids, c'est-à-dire le *gramme*.

peu à peu jusqu'à 0°, terme de sa congélation, où l'expansion est tout à coup considérable. Cette dilatation de l'eau, au moment où elle devient solide (glace), est de près d'un dixième de son volume à + 4° 10. La glace, en raison de cette circonstance, est plus légère que l'eau liquide, puisqu'un décimètre cube ou litre ne pèse que 916 grammes, ou plus exactement 918 grammes, d'après M. Brunner, au lieu de 1000 grammes que pèse l'eau liquide à + 4° 10; aussi, la glace, comme une espèce de crème, nage sur l'eau (1).

Cet accroissement de volume dans la glace dépend de ce que les molécules de l'eau prennent, en se congelant, un arrangement symétrique tel, qu'elles sont beaucoup plus écartées les unes des autres qu'à l'état liquide, et non pas de ce que l'air contenu dans l'eau, en s'échappant sous forme d'une infinité de petites bulles, en écarte les molécules, et augmente ainsi son volume. L'expérience a démontré que l'eau entièrement purgée d'air éprouve la même dilatation.

La solidification de l'eau est donc une véritable cristallisation, comme on peut l'observer sur de l'eau tranquille à 0°. On voit se former à la surface de petites aiguilles triangulaires qui se réunissent sous des angles de 60 à 120 degrés. D'autres aiguilles, beaucoup plus petites, s'accolent aux premières, de manière à produire des ramifications qu'on a comparées aux feuilles de fougère. La neige et surtout le givre nous présentent souvent des étoiles à six rayons fort réguliers. La figure 37 montre quelques-unes des

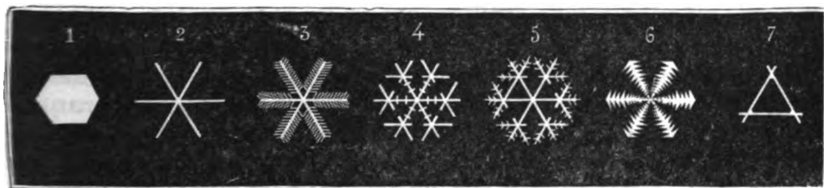



*Fig.* 37.

formes qu'offrent ces petits cristaux glacés, quand on les observe au microscope; leurs variétés sont innombrables, et leur régularité est d'autant plus admirable qu'ils se sont formés dans un air plus calme.

Puisque l'eau, en se congelant rapidement par le froid, aug-

(1) On trouve quelquefois de la glace au fond des rivières rapides, ce qui paraît, au premier abord, en contradiction avec ce que nous venons de dire. Mais ce fait s'explique quand on songe que la glace, étant spongieuse, s'imbibe d'eau comme une éponge, et finit par faire plongeon, entraînée qu'elle est par le courant rapide de l'eau.

mente considérablement de volume, elle doit produire des effets marqués sur les corps qui la contiennent; ils sont tels, qu'aucun ne peut résister à sa force expansive; l'effet de cette force a été évalué à plus 1,000 atmosphères (1). Des canons de fer très-épais. remplis d'eau et exposés à la gelée, éclatent en plusieurs endroits. Des membres de l'académie *del Cimento* de Florence, qui acquit tant de célébrité dans le dix-septième siècle, virent crever de la même manière une boule de cuivre si épaisse, que Muschenbroeck évalua à 13,860 kilogrammes l'effort nécessaire pour la rompre.

Le physicien anglais Williams exposa à plusieurs degrés au-dessous de 0° une bombe remplie d'eau, après en avoir fermé solidement l'orifice au moyen d'un tampon de bois. Au moment de la congélation, ce tampon fut lancé avec force à une grande distance, et l'on vit apparaître un bourrelet de glace en dehors de l'orifice. Lorsque l'eau, qui s'infiltre dans les fissures des rochers, vient à se congeler, elle fend quelquefois des masses énormes de pierres en plusieurs éclats, et le proverbe *il gèle à pierre fendre* exprime un fait physique réel.

Ces effets prodigieux expliquent les dégradations qu'éprouvent les pierres de taille, les tuyaux de conduite des eaux et les corps de pompe, la fracture des vases à col étroit, l'altération des matières organiques par les fortes gelées. On sait que les fruits, les viandes qui ont été gelés, deviennent mous, flasques, et faciles à se putréfier lorsqu'ils sont dégelés. On conçoit très-bien encore les ravages que produit la gelée sur les végétaux au moment où ils sont gorgés de séve.

Il importe de se prémunir contre ces graves inconvénients de la gelée; ainsi, il ne faut pas oublier de vider les vases en verre, les fontaines de grès, à l'approche des froids rigoureux; il faut soustraire les tuyaux de conduite au contact de l'air, en les entourant de corps peu conducteurs de la chaleur, tels que sable ou charbon. Lorsqu'on établit des conduites d'eau avec des tuyaux en plomb, il faut choisir de préférence ceux qui sont tirés à la filière, parce qu'ils ont le grand avantage, sur les tuyaux soudés, de se dilater également et de pouvoir céder, sans rompre, à l'effort qui s'exerce sur eux.

Quoique le terme de la congélation de l'eau soit habituellement à 0° du thermomètre centigrade, on peut, néanmoins, en l'exposant à un froid graduel et en l'entretenant dans un repos complet, la conserver liquide jusqu'à — 12 degrés; mais alors, dès qu'on l'agite, sa solidification se produit, avec un dégagement de chaleur

(1) Ce qu'on appelle *atmosphère*, en physique, c'est la pression qu'exerce une colonne d'air ayant pour hauteur celle de l'atmosphère, et pour base un centimètre carré. Cette pression est égale à 1 kil. 032.

qui fait remonter rapidement sa température à 0°. Plus elle est pure, et plus elle résiste à la congélation; l'eau aérée, l'eau limoneuse, se gèlent toujours plus facilement, et en général à 0°. Il est cependant des corps qui, dissous dans l'eau, retardent indéfiniment sa conversion en glace : ce sont ceux qui ont beaucoup d'affinité pour elle, comme les sels très-solubles; l'eau *saturée*, c'est-à-dire chargée, autant que possible, de *Chlorure de calcium,* est encore liquide à — 40 degrés.

Lorsque la glace se fond, elle absorbe une énorme quantité de chaleur qui devient dès lors insensible au thermomètre, et qu'on appelle à cause de cela *chaleur latente*. L'expérience a démontré qu'un kilogramme de glace exige pour devenir liquide la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 0° à + 79° 1 kilogramme d'eau ; si bien que si l'on mélange 1 kilogramme de glace pilée avec un égal poids d'eau à + 79°, la glace se fond aussitôt et on obtient 2 kilogrammes d'eau à zéro. Cette quantité de chaleur qui disparaît représente donc la *chaleur latente* de la glace ou ce qu'on nomme encore le *calorique de fusion.* Tant qu'il y a de la glace dans une masse d'eau, le thermomètre marque toujours 0°, quelle que soit la chaleur appliquée, en sorte que lorsqu'on dit *température de la glace fondante*, cela signifie la température de 0 degré. C'est cette température constante qu'on a adoptée pour la fixation du 0° du thermomètre centigrade, de préférence au point où l'eau se congèle, puisque celui-ci, comme nous l'avons vu, présente souvent de grandes variations.

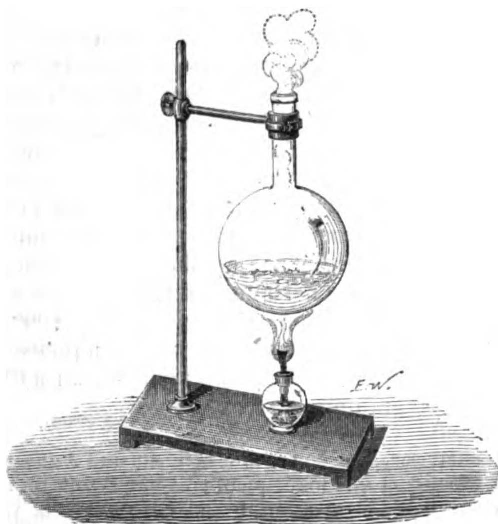


*Fig.* 38.

L'eau à 0°, soumise à l'action de la chaleur, se contracte jusqu'à + 4° 10, et, à partir de ce terme, elle se dilate de plus en plus jusqu'au point de l'ébullition, qui est à 100° centigrades sous la pression atmosphérique ordinaire. Alors elle se réduit en gaz, et occupe sous cet état un volume

1700 fois plus grand que celui qu'elle possède tant qu'elle est liquide. Le gaz aqueux ou la *vapeur aqueuse*, invisible comme l'air, dans une température de 100° se condense et devient visible au-dessous de cette température. C'est ce qu'on voit très-bien en portant de l'eau à l'ébullition dans un ballon de verre (*fig*. 38). Tant que la vapeur est renfermée dans l'intérieur du vase qui participe à la température du liquide, cette vapeur est invisible; mais aussitôt qu'elle sort du col du ballon et arrive au contact de l'air, comme elle éprouve un refroidissement, elle se condense immédiatement en petites vésicules qui, dès lors, apparaissent sous forme de brouillard.

La vapeur aqueuse est plus légère que l'air, puisque sa densité n'est représentée que par 0,622. Comme elle est susceptible d'acquérir un volume d'autant plus grand que sa température est plus élevée, et une force élastique indéfiniment croissante par la pression, on s'en sert comme d'un moteur puissant dans les machines connues sous les noms de *machines à vapeur* et de *pompes à feu*.

Le point d'ébullition de l'eau n'est pas toujours à 100°. Il peut s'élever d'un certain nombre de degrés, lorsque les vases qui la contiennent sont bien polis ou formés d'une substance conduisant mal la chaleur, comme le verre; lorsque la pression qui s'exerce sur le liquide est supérieure à celle de l'atmosphère; lorsque l'eau renferme en dissolution des corps qui ont beaucoup d'affinité pour elle. Il est toujours, au contraire, inférieur à 100 degrés, lorsque la pression de l'air diminue par une cause quelconque; lorsque les vases sont en métal non poli, ou lorsqu'ils sont garnis de pointes, ou lorsqu'on met dans l'eau des corps chargés d'aspérités. C'est ainsi qu'en jetant de la limaille de fer dans un vase de verre où l'eau ne bout que lentement, l'ébullition se fait aussitôt plus facilement et à une plus basse température.

Pour prendre l'état de fluide aériforme, l'eau exige, sous la pression atmosphérique ordinaire, 5 fois 1/2 autant de chaleur qu'il lui en faut pour s'élever de 0° à 100°; et ce qui le prouve, c'est que 1 kilogramme de vapeur aqueuse à 100°, qu'on reçoit dans 5 kilogrammes 500 grammes d'eau à 0°, produit 6 kilogrammes 500 grammes d'eau à 100°.

Supposez, Messieurs, que cette cornue A (*fig*. 39) soit une chaudière à vapeur, et que le récipient en verre B soit un immense cuvier en bois ou en pierre plein d'eau froide, qui reçoive la vapeur sortant de la cornue; vous aurez une idée du mode de chauffage à la vapeur adopté dans l'industrie et qui repose sur le principe que je viens d'exposer.

Dans les fabriques on emploie, en effet, l'appareil ci-contre pour porter à l'ébullition de grandes masses d'eau (*fig*. 40). Une petite chaudière en fonte *a*, ou un générateur de forme quelconque, qui fournit de la vapeur

suffit pour échauffer à 100° un nombre considérable de cuviers *b, b, b, b, b*, pleins d'eau froide, en faisant arriver dans chacun d'eux un tube à robinets *c, c* amenant la vapeur de la chaudière.

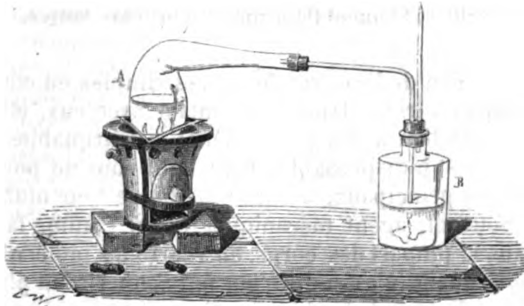


*Fig.* 39.

Si le liquide à échauffer est autre que l'eau, et qu'il soit indispensable que la vapeur aqueuse qui doit élever sa température ne se mélange pas avec lui, alors on fait passer celle-ci dans des conduits perméables seulement à la chaleur, qu'on dispose dans l'intérieur de la masse liquide; ou bien on fait arriver la vapeur dans une double enveloppe adaptée au vase qui contient le liquide. Dans le premier cas, la nature des conduits cylindriques ou tuyaux d'échauffement varie suivant la nature des liquides dans lesquels ils doivent plonger; ils sont en *plomb*, en *argent* ou en *platine*, quand les liquides sont acides; en *fer*, quand ils sont alcalins; et en *cuivre*, quand ils sont *neutres*, c'est-à-dire ni acides, ni alcalins.

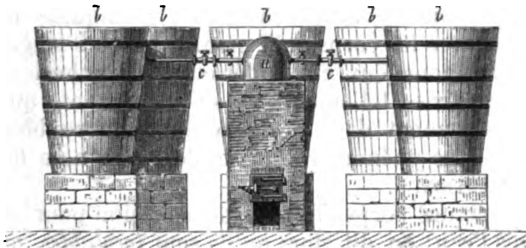


*Fig* 40.

Le chauffage à la vapeur présente de très-grands avantages :

1° Économie de combustible, puisqu'il permet de centraliser vers un seul foyer toute la production de la chaleur nécessaire à diverses applications, et qu'on sait que les pertes de chaleur s'augmentent avec le nombre des foyers;

2° Économie de main-d'œuvre, et par conséquent plus grande facilité dans la surveillance;

3° Enfin, régularité parfaite dans la température que l'on veut obtenir.

Cette dernière condition est de la plus haute importance dans beaucoup d'applications; par exemple, pour les bains de teinture, les apprêts des toiles, l'encollage du papier, certaines opérations du blanchiment des tissus, l'extraction de la gélatine, etc.

Ce mode d'échauffement des liquides par la condensation des vapeurs est dû au célèbre Watt, qui l'établit dans ses ateliers en 1783. Cette ingénieuse méthode avait été, il est vrai, déjà indiquée par le colonel Cooke

en 1745 ; mais l'idée avait passé inaperçue, et, en tout cas, c'est Watt qui l'utilisa le premier. Des applications utiles et nombreuses en furent bientôt faites par le comte de Rumford, Édouard Adam de Rouen, Montgolfier, Clément-Désormes et plusieurs autres.

L'action de l'eau sur les corps simples ou composés est extrêmement variée. Dans son contact avec eux, elle donne presque toujours lieu à des phénomènes remarquables, dont la connaissance est indispensable, mais dont nous ne pouvons signaler ici que les principaux, à cause même de leur multiplicité.

Souvent, agent mécanique, l'eau, comme la chaleur, pénètre dans la plupart des corps, en écarte les molécules, les gonfle, par conséquent, c'est-à-dire leur fait acquérir un plus grand volume, et les dispose à la disgrégation. C'est ainsi qu'elle est absorbée par les terres, les pierres, les substances organiques, auxquelles elle donne plus de mollesse ou de flexibilité, et qu'elle les prédispose peu à peu à toutes ces altérations qui en changent plus ou moins la nature.

Plus souvent, agent chimique, ce liquide tend sans cesse à s'unir avec les corps qu'il mouille ou qu'il baigne ; et lorsque son affinité pour eux est supérieure à la cohésion de leurs parties, il les divise tellement en s'y combinant, qu'ils disparaissent complétement dans sa masse sans en troubler la transparence. C'est à ce phénomène qu'on donne le nom de SOLUTION ou de DISSOLUTION.

Quelques corps ont trop de cohésion pour se dissoudre ainsi dans l'eau; on dit alors qu'ils sont *insolubles*, par opposition aux autres qu'on appelle *solubles*.

L'action dissolvante de l'eau est singulièrement favorisée par la chaleur. Tel corps résiste à l'eau froide, qui se dissout bientôt dans ce liquide chaud, et surtout bouillant. Je citerai, entre autres, le *Tartre*, matière qui, comme vous le savez, se dépose dans les tonneaux où l'on conserve le vin. Plus l'eau est élevée en température, plus est grande la proportion de chaque corps qu'elle dissout. Quand elle ne peut plus s'en charger d'une nouvelle quantité, à une température donnée, on dit qu'elle en est *saturée*.

Le nombre des corps absolument insolubles est peu considérable ; voilà pourquoi les anciens avaient appelé ce liquide *le grand dissolvant de la nature*. C'est surtout sous ce rapport que l'eau est un des agents les plus utiles, car il n'est presque pas d'opérations, presque aucun phénomène naturel, où elle n'intervienne comme dissolvant. L'extraction du sucre et des matières colorantes des plantes, de la colle ou gélatine des tissus animaux, celle de la plupart des sels et leur purification, la fabrication des acides, et en général de tous les produits chimiques, ne pour-

raient avoir lieu sans son secours. N'est-ce pas en enlevant aux viandes les principes nutritifs qu'elles contiennent, n'est-ce pas en détachant de la surface des tissus les matières qui en altèrent la blancheur, qu'elle joue un rôle si important et de tous les instants dans nos ménages?

L'eau est l'intermédiaire de toutes les combinaisons, de toutes les réactions chimiques ; car, ainsi que je vais vous le démontrer, il ne peut y avoir d'action réciproque entre deux corps, si l'un d'eux au moins n'est à l'état liquide, c'est-à-dire en dissolution.

La poudre que les Anglais emploient sous le nom de *limonade sèche*, pour préparer leur *sodawater* ou *eau de soude*, est un mélange sucré et aromatisé de l'acide retiré du citron (*acide citrique*), et d'un sel de soude appelé, en chimie, *bicarbonate de soude*. Tant que ces substances sont sèches, il n'y a aucune réaction entre elles ; mais aussitôt qu'on verse la poudre dans l'eau, ce liquide, en la dissolvant, facilite le contact intime des molécules de l'acide et du sel, et dès lors une action très-vive se produit, ainsi que le démontre l'espèce d'ébullition qui donne au liquide l'apparence du cidre mousseux ou du vin de Champagne.

Mais, de même que l'eau est le véhicule obligé du plus grand nombre des combinaisons, de même aussi elle concourt à presque toutes les décompositions chimiques. N'en avons-nous pas à chaque instant la preuve dans ces destructions continuelles de matières organiques qui s'opèrent sous nos yeux? Sèches, ces matières se conservent indéfiniment, car il est certain que, là où il n'y a pas d'eau, il ne peut y avoir fermentation, putréfaction, ni vitalité d'insectes destructeurs. Les matières les plus putrescibles, le sang, la chair, etc., se gardent très-bien, si, après les avoir desséchées complétement, on les prive exactement du contact de l'air qui pourrait leur restituer l'humidité dont on les a dépouillées. Des cadavres, enfouis depuis des siècles dans les sables brûlants de l'Arabie, ont été retrouvés dans un état parfait de conservation. Dans la putréfaction, qui n'est qu'une décomposition chimique, l'eau agit, très-probablement, en ramollissant les fibres, en détruisant leur cohésion et en tendant à s'unir avec quelques-uns des produits de la fermentation.

Comme vous le voyez, Messieurs, on ne saurait trop étudier les propriétés de ce fluide universel, puisqu'à chaque instant son intervention nous est nécessaire, soit pour créer de nouveaux corps, soit pour en détruire d'autres, soit, enfin, pour mieux approprier à nos usages ceux que nous avons sous la main. Et c'est, sans doute, à cause du rôle si varié qu'il joue, des nombreux phénomènes auxquels il donne naissance, et de cette multitude de formes qu'il revêt, que les anciens philosophes l'avaient considéré comme un des éléments nécessaires de la matière,

comme un ÉLÉMENT servant à la formation de beaucoup d'êtres naturels.

« Les chimistes eux-mêmes ont dû adopter cette opinion à mesure qu'ils ont vu l'eau sortir de la plupart de leurs analyses, se présenter à eux dans un nombre immense d'opérations, se dégager au moment où le lien qui unissait les principes des corps se relâchait ou se rompait par leurs efforts. Forcés, en quelque sorte, de la regarder elle-même comme un principe commun dans un grand nombre de composés, ils l'ont rangée longtemps parmi leurs éléments chimiques, sous le nom de *Phlegme* ou *Flegme*. » (FOURCROY.)

Cette opinion sur la nature de l'eau, qui a régné jusque vers le siècle dernier, est une de ces grandes erreurs colportées d'âge en âge, sur la foi d'Aristote, dont les écrits ont exercé une influence si despotique sur les esprits, et retardé, pendant si longtemps, sur bien des points, l'émancipation de l'intelligence humaine, quelques services d'ailleurs qu'ils aient rendus à l'humanité. Grâce à Cavendish et à Lavoisier, nous savons aujourd'hui qu'il en est de l'eau comme de l'air, et qu'elle est formée de deux principes plus simples, qu'on peut obtenir séparés. L'un vous est déjà bien connu, c'est l'*oxygène ;* l'autre est le métalloïde appelé HYDROGÈNE, c'est-à-dire le *générateur de l'eau*. Cette importante découverte de la nature complexe de l'eau fait une des plus brillantes époques de la chimie. Avant de vous dire par quel enchaînement d'expériences on est arrivé à ce résultat, il est indispensable que nous fassions connaissance avec l'élément de l'eau, qui vous est encore inconnu.

## De l'Hydrogène.

L'hydrogène est un des corps les plus répandus dans la nature, mais il y est toujours en combinaison ou en mélange avec d'autres éléments. Il entre dans la composition de la plupart des végétaux et des animaux, ainsi que des substances qui proviennent des uns et des autres. Il se rencontre dans l'estomac et les intestins de l'homme à l'état de santé ou de maladie. Uni en certaines proportions avec l'oxygène, il constitue l'eau.

Longtemps avant d'avoir été reconnu comme un des éléments de l'eau et caractérisé comme corps simple distinct, l'hydrogène avait été entrevu par les chimistes des seizième et dix-septième siècles. Paracelse, célèbre alchimiste, qui vivait dans la première moitié du seizième siècle, avait très-bien observé l'effervescence qui se manifeste lorsqu'on met de l'eau et de l'huile de vitriol en contact avec le fer ; il savait qu'il se dégage un air, et que cet air se sépare de l'eau dont il est un des éléments. Paracelse avait donc entrevu la vérité, sans s'y arrêter. Un siècle plus tard,

le chimiste anglais Robert Boyle parvint à recueillir le gaz produit par la réaction du fer, de l'eau et de l'huile de vitriol, mais il était loin de s'imaginer que ce fût là un corps élémentaire, tout différent de l'air. En 1703, Turquet de Mayerne reconnut l'inflammabilité de ce gaz, et, dans la dernière moitié du dix-septième, Mayow le considéra comme différent de l'air commun ; c'était déjà un grand pas. Dans les premières années du dix-huitième siècle, le célèbre Lémery, que Rouen place avec orgueil au nombre de ses plus illustres enfants, en fit le sujet d'une expérience entièrement neuve, qui lui servait à expliquer le phénomène de l'éclair et du tonnerre; il l'enflammait au moyen d'une bougie, au moment où il sort du flacon dans lequel il se produit. Ainsi, l'hydrogène avait été préparé, recueilli et brûlé, plus de 150 ans avant d'avoir été décrit comme un élément particulier. Néanmoins, jusqu'à 1766, on n'avait que des données très-vagues sur sa nature, lorsque le chimiste anglais Cavendish (1) s'adonna à son étude. Il l'obtint pur en dissolvant du *zinc* ou du *fer* dans de l'acide sulfurique étendu d'eau, procédé que l'on suit encore aujourd'hui dans les laboratoires pour se procurer ce gaz, au moyen de l'appareil suivant (*fig.* 41).

On introduit dans le flacon A à deux tubulures B C, 50 à 60 grammes de

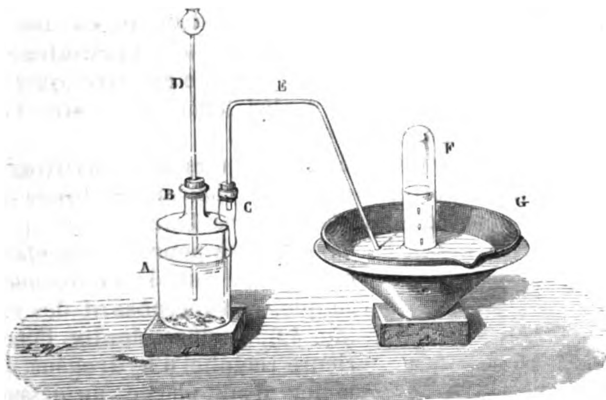



*Fig.* 41.

zinc en grenaille avec 500 grammes d'eau. On verse par le tube droit D,

(1) Sir Henry Cavendish est un des plus illustres chimistes anglais du dernier siècle. Il naquit à Nice, en Piémont, le 10 octobre 1731, de lord Charles Cavendish, frère cadet du duc de Devonshire. A quarante ans, un de ses oncles lui légua sa fortune de près de 34 millions, de sorte qu'il se trouva le plus riche de tous les savants et probablement le plus savant de tous les hommes riches. Il mourut le 24 février 1810, sans avoir cessé un seul instant de travailler à l'avancement d'une science qu'il chérissait. « Tout ce que les sciences, dit Cuvier, ont révélé à sir H. Cavendish, avait toujours quelque chose de *sublime* et de *miraculeux;* il pesait la terre, il rendait l'air navigable, il rayait l'eau du nombre des éléments et refusait au feu son existence comme substance. »

qui plonge jusqu'au fond du flacon, une petite quantité d'acide sulfurique ordinaire. Une vive effervescence se manifeste aussitôt, par suite de la mise en liberté du gaz hydrogène, qui est conduit par le tube recourbé E sous une cloche renversée F, dans laquelle il remplace l'eau dont on l'avait primitivement remplie. On laisse perdre les premières portions qui sont mêlées d'air. L'opération se continue d'elle-même ; elle est favorisée par la forte chaleur qui se dégage pendant la réaction mutuelle des trois corps en présence. Lorsque l'effervescence devient moins vive, on fait une seconde addition d'acide, et ainsi de suite jusqu'à ce que tout le métal ait disparu.

D'un décilitre d'eau, on peut obtenir 123 litres et demi de gaz hydrogène, en employant 360 grammes de zinc et 550 grammes d'acide sulfurique. Un peu plus tard, nous reprendrons en détail la théorie de cette opération ; contentons-nous pour le moment de savoir les faits principaux : la décomposition de l'eau et la mise en liberté de l'un de ses éléments, l'hydrogène.

Dans son état de liberté, voici les propriétés spéciales de cet élément.

Il est toujours gazeux, invisible comme l'air, sans odeur et sans saveur. C'est le plus léger de tous les corps connus ; sa densité, comparée à celle de l'air, représentée par 1,0000, est de 0,0692. Un litre de ce gaz pèse, dans les circonstances normales de température et de pression, 0 gramme 0896 ; c'est dire que sous le même volume, il est 14 fois 1/2 plus léger que l'air et 16 fois plus léger que l'oxygène.

Aussi lorsqu'on retourne une cloche remplie d'hydrogène, de manière que son ouverture regarde le ciel, en quelques instants le gaz disparaît, parce qu'il s'élève dans l'air qui se précipite dans le vase pour le remplacer. On constate ce fait, d'une manière bien simple, en superposant des cloches (*fig.* 42), à orifices égaux, l'une inférieure remplie d'hydrogène, l'autre pleine d'air placée au-dessus. En quelques minutes l'échange des gaz a lieu, de telle manière que l'air descend dans la cloche inférieure, tandis que l'hydrogène le remplace dans la cloche supérieure. Si l'on fait l'expérience inverse, en posant une cloche d'hydrogène au-dessus d'une cloche pleine d'air, le premier y restera longtemps dans la même position, parce qu'il se trouvera soutenu par la couche d'air inférieure, comme une couche d'huile à la surface de l'eau.

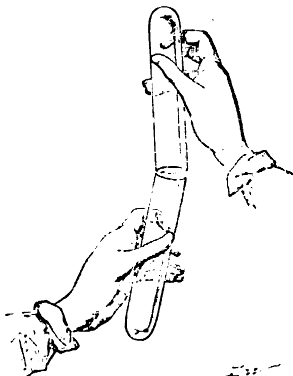


*Fig.* 42.

Cependant, au bout d'un certain temps, les deux gaz finissent par se mêler, car c'est une propriété commune à tous les corps gazeux, par suite de leur extrême porosité et de leur force expansive, de ne pouvoir rester en présence les uns des autres sans se mêler, quelles que soient leurs densités respectives, et alors même qu'ils ne communiquent ensemble que par un très-petit orifice. C'est ce que Berthollet a constaté, le premier, en plaçant dans les caves de l'Observatoire de Paris, où règnent le calme le plus parfait et la température la plus fixe, deux ballons à robinet vissés l'un sur l'autre, comme on le voit dans la figure 43, et contenant, le supérieur de l'hydrogène et l'inférieur de l'acide carbonique. Peu après qu'on eut ouvert les robinets de communication, les deux gaz se pénétrèrent réciproquement, l'hydrogène descendant dans l'acide carbonique, malgré sa densité 22 fois plus grande, et l'acide carbonique montant dans l'hydrogène ; au bout d'un certain temps, Berthollet s'assura que les deux ballons contenaient des proportions égales des deux gaz.

Les aérostats, au moyen desquels l'homme parcourt les vastes plaines de l'air, sont la démonstration la plus curieuse de l'excessive légèreté de l'hydrogène. Ce sont des enveloppes très-minces, rendues imperméables et gonflées par ce gaz. Pour qu'un ballon s'élève, il faut que sa densité soit moins considérable que celle d'un volume d'air égal au sien; le poids des enveloppes est plus que contre-balancé par la différence de pesanteur entre l'hydrogène et l'air. Ainsi, un volume de 20 mètres cubes de gaz hydrogène pur pèse 1 kilogramme 793; un volume égal d'air pèse, dans les mêmes circonstances, 25 kilogrammes 863. Si l'enveloppe en taffetas gommé d'un ballon de 20 mètres cubes de capacité, avec sa nacelle et les objets qu'elle contient, pèsent ensemble moins de 24 kilogrammes 07, le ballon pourra s'élever au milieu de l'air qui l'entoure. — C'est Charles, physicien français, qui conçut l'heureuse idée de remplacer, par ce gaz, l'air dilaté que Montgolfier avait employé

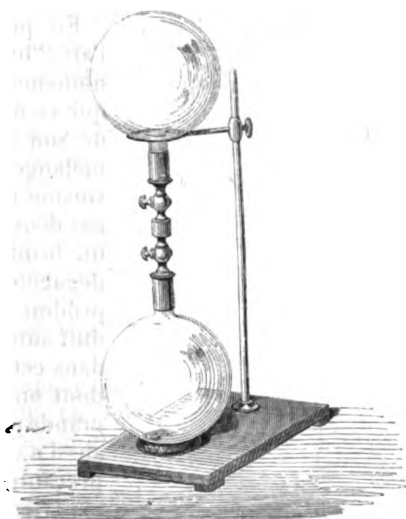
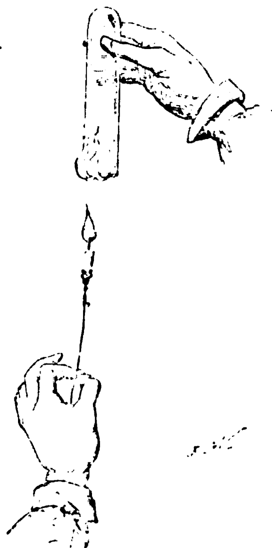


*Fig.* 43.

d'abord pour gonfler les ballons. La première expérience de ce genre eut lieu, le 27 août 1783, dans le Champ de Mars de Paris.

Un Américain, Joseph Francis, de New-York, a imaginé, il y a quelques années, de faire servir la grande légèreté du gaz hydrogène à la construction d'un bateau de sauvetage. Le bordage du bateau est double et garni de 14 tuyaux très-longs, remplis de gaz hydrogène, et dont le volume peut faire équilibre à un poids de 2,000 kilogrammes, la barque étant remplie d'eau. Aux côtés du bateau sont attachés vingt cordages, qui peuvent soutenir 100 personnes en cas de nécessité. Ce bateau est tout à fait insubmersible.

L'hydrogène jouit de la propriété de s'enflammer au contact de l'air, par l'approche d'une bougie allumée, et de se consumer en totalité. Voilà pourquoi Cavendish l'appela d'abord *Air* ou *Gaz inflammable*. Sa flamme est très-pâle et à peine visible à la clarté du jour, mais elle se colore distinctement dès qu'il contient quelque matière étrangère en dissolution. Malgré cette inflammabilité, il ne peut entretenir par lui-même la combustion, car les substances embrasées qu'on plonge au milieu de son atmosphère s'y éteignent aussitôt, après avoir mis le feu aux premières couches de gaz qui sont en contact avec l'air (*fig.* 44).


*Fig.* 44.

En présence de l'oxygène ou de l'air, l'hydrogène nous offre des phénomènes fort curieux. Toutes les fois que ce dernier est mêlé avec la moitié de son volume d'oxygène, et que le mélange est exposé à une température voisine de la *chaleur rouge,* les deux gaz disparaissent instantanément avec un bruit considérable et avec un tel dégagement de chaleur, que l'eau, produit de cette combinaison, se réduit subitement en vapeur, et exerce, dans cet état, sur les parois des vases dont on se sert, une pression assez grande pour en déterminer la rupture : aussi n'est-ce qu'avec les plus grandes précautions qu'il faut exécuter les expériences de ce genre. Je vais en faire quelques-unes sous vos yeux.

J'introduis dans un flacon de verre, de la capacité de 1/3 de litre environ et à parois très-épaisses, 2 volumes d'hydrogène et 1 volume d'oxygène. J'entoure ensuite d'un linge épais le vase jusqu'à la naissance du goulot, afin que, s'il éclate par l'effet de

l'explosion, je sois garanti de tout accident ; je débouche et j'approche aussitôt de l'ouverture une bougie enflammée; à l'instant une violente détonation se fait entendre. En faisant arriver le mélange détonant dans de l'eau de savon un peu épaisse, contenue dans un large mortier de fer, il se produit une explosion beaucoup plus considérable dès qu'on approche la bougie de la mousse volumineuse qui s'est formée. Si l'on souffle des bulles de savon avec le même mélange, celles-ci s'élèvent dans l'air comme autant de petits ballons que l'on peut faire détoner successivement en les poursuivant avec une bougie portée à l'extrémité d'une longue perche.

La chaleur qui se produit pendant cette combustion de l'hydrogène est telle, qu'une partie de ce gaz, d'après M. Despretz, peut fondre 315 parties de glace. C'est, de tous les corps combustibles, celui qui dégage la plus forte chaleur, à poids égal.

Nous venons de dire que le résultat de la combustion de l'hydrogène est de l'eau. Il faut vous convaincre de ce fait :

Qu'on adapte à un petit flacon A (*fig.* 45), contenant les matières propres à produire l'hydrogène, un tube de verre droit et effilé, à ouverture capillaire I, et qu'on enflamme le gaz dès qu'il s'échappe du tube en recouvrant en même temps la flamme d'une cloche de verre B bien sèche ; les parois de celle-ci se tapisseront bientôt d'humidité, par suite de la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène de l'air.

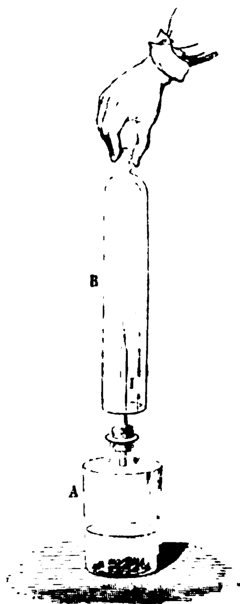


*Fig.* 45.

Ce petit appareil, qui donne un courant continu d'hydrogène enflammé, constitue ce qu'on appelle dans les laboratoires la *Lampe philosophique*, seulement on a tort d'ajouter de *Priestley*, puisqu'il a été imaginé par Polinière, qui professait au Jardin des Plantes sous Louis XIV, qu'il eut l'honneur de compter au nombre de ses auditeurs.

Lorsqu'on fait marcher cet appareil, il ne faut enflammer le gaz qui en sort qu'après qu'il s'est dégagé pendant quelque temps et a chassé tout l'air atmosphérique contenu dans le vase, autrement il se ferait une explosion, et l'appareil serait brisé avec grand danger pour l'opérateur. L'hydrogène, en effet, détone avec l'air, comme avec l'oxygène, lorsque le mélange, fait dans la proportion de 2 volumes et demi d'air pour

un d'hydrogène, est exposé subitement à la chaleur rouge ; seulement la détonation est un peu moins forte qu'avec l'oxygène pur.

Si, dans l'expérience précédente, on remplace la cloche par un tube de verre bien sec, long de 32 à 40 centimètres, et même plus, et large de 5 centimètres environ, des sons harmoniques ne tardent pas à se faire entendre. Il est facile de produire successivement l'octave, la tierce majeure et la quinte, enfin les sons de l'accord parfait, en élevant ou en abaissant lentement le tube. Ces sons varient, d'ailleurs, avec le diamètre, l'épaisseur, la longueur, les diverses positions du tube au-dessus de la flamme, aussi bien qu'avec les modifications du jet de cette dernière. Ils sont le résultat d'une série de petites détonations occasionnées par le mélange de l'air avec l'hydrogène ; ces détonations qui se succèdent avec une extrême rapidité, donnent lieu par cela même à un son continu et musical, d'autant mieux que le tube produit l'effet d'un écho. Cette curieuse expérience a été décrite, pour la première fois, en 1777, par le docteur Higgins ; elle est connue dans les laboratoires sous le nom d'*Harmonica chimique*.

Il est facile de se rendre compte de ce bruit qui accompagne toujours la combustion vive de l'hydrogène. L'inflammation communiquée par la bougie aux premières couches du mélange gazeux se propage à l'instant même dans toute la masse. L'eau produite se réduit subitement en vapeur, à cause de la haute température qui se développe, et comme, dans cet état, elle occupe un espace beaucoup plus grand que les gaz mélangés (rappelez-vous que l'eau en vapeur a un volume 1700 fois plus considérable que l'eau liquide), l'air est violemment ébranlé : de là un bruit qui se fait entendre. Mais cette vapeur se condense presque aussitôt qu'elle est formée, parce qu'elle se trouve en contact avec des corps froids ; il en résulte un vide dans les parties environnantes de l'air qui se précipite incontinent pour le remplir, d'où un nouveau bruit, qui est confondu avec le premier par la rapidité des deux effets.

Ces secousses répétées de l'air font éclater en mille morceaux les vases en verre dans lesquels on enflamme le mélange gazeux qui a porté et porte encore, dans les laboratoires, le nom de *Gaz tonnant*, *Air tonnant* ou *détonant*. Ce n'est que lorsque leurs parois sont fort épaisses et assez résistantes, et que d'ailleurs le volume du mélange est peu considérable, que la rupture n'a pas lieu.

Avec la lampe philosophique, figurée ci-dessus, un doute peut naître dans l'esprit sur l'origine de l'eau qui vient se déposer sur les parois de la cloche ; on peut admettre qu'elle provient de l'humidité propre au gaz hydrogène qui sort de l'appareil, d'autant plus que, pendant la réaction, il se développe assez

de chaleur pour vaporiser une certaine quantité d'eau; ce serait alors cette vapeur que le froid de la cloche condenserait sur ses

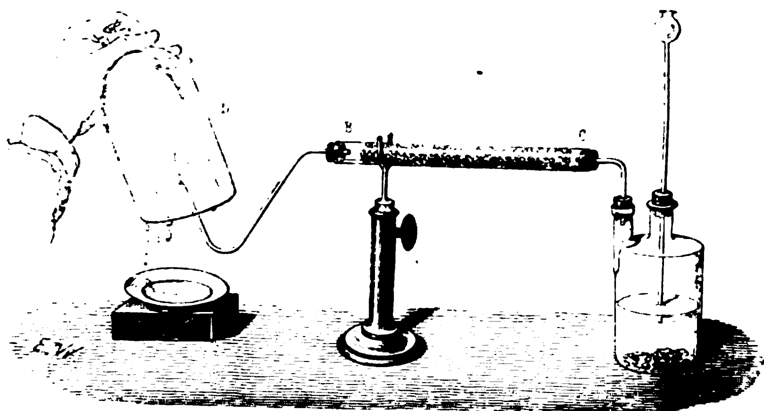



*Fig.* 46.

bords. Pour se mettre à l'abri de cette cause d'erreur, il suffit de faire passer le gaz à travers un tube horizontal BC rempli de *chlorure de calcium* sec et fondu, corps très-avide d'eau que les chimistes font servir à chaque instant à dessécher l'air et les gaz; on dispose alors l'appareil comme le représente la figure 46. Il est évident que si le gaz, bien desséché par ce moyen, donne encore par sa combustion des vapeurs aqueuses qui viennnent ruisseler sur la cloche D qu'on pose au-dessus de la flamme, c'est que cette eau résulte évidemment de la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène de l'air. C'est en faisant cette expérience, qui peut paraître insignifiante, qu'on a deviné la composition de l'eau ; idée qui a été la source des plus importantes découvertes.

Le gaz hydrogène, dont les propriétés, comme vous le voyez, Messieurs, sont si curieuses, est impropre, comme l'azote pur, à entretenir la vie. Les animaux qu'on plonge dans ce gaz meurent au bout d'un certain temps, dans un état complet d'asphyxie, parce qu'ils ne trouvent pas l'oxygène nécessaire au jeu de leurs poumons. Le sang de la plupart des organes des asphyxiés par l'hydrogène présente une teinte bleuâtre. Lorsqu'on fait respirer à des animaux un mélange de ce gaz et d'oxygène, ils n'éprouvent pas de malaise sensible; seulement, au bout d'un certain temps, ils sont comme engourdis et finissent par tomber dans un sommeil profond.

L'homme éprouve les mêmes effets. On peut respirer, à ce qu'il paraît, sans danger, l'hydrogène quand il contient une certaine

proportion d'air atmosphérique, ou que les poumons en sont gorgés, autrement il incommode et peut même produire de graves accidents, ainsi que sir H. Davy et Fontana l'ont constaté sur eux-mêmes.

En 1841, le chimiste anglais Brittan, en 1849, un savant hollandais, M. Van Asten de Rotterdam, ont été victimes de leur dévouement à la science ; ils sont morts au bout de quelques heures, pour avoir voulu constater jusqu'à quel point un homme peut, sans inconvénient, respirer une quantité donnée de gaz hydrogène pur. Cependant Schèele a respiré plusieurs fois ce gaz sans éprouver aucune incommodité, et plusieurs chimistes ont répété depuis ces essais avec le même succès ; mais il est probable que leur gaz n'était pas complétement pur, ou qu'ils n'avaient pas expulsé l'air de leur poitrine.

L'infortuné Pilâtre de Rosier (1) qui ne calculait jamais le danger toutes les fois qu'une expérience pouvait ajouter quelque lumière de plus à la masse des connaissances humaines, fut un des premiers à répéter les essais de Schèele. Il respira, à l'aide d'une vessie, du gaz hydrogène à six ou sept reprises différentes, sans en être incommodé. Pour convaincre les spectateurs que c'était véritablement du gaz hydrogène, il en fit sortir des poumons, à travers un long tube qu'il enflamma à l'autre extrémité ; il avait ainsi l'air d'une Furie à l'haleine embrasée ! Afin de démontrer, d'une manière évidente, que le gaz respiré n'était point un mélange d'hydrogène et d'air, il respira un mélange, fait à dessein, de ces deux fluides élastiques, qu'il fit également passer à travers un long tube et qu'il enflamma à l'autre bout. Mais l'explosion qui eut lieu se prolongea du tube jusqu'à sa bouche, il en ressentit une violente commotion, et crut avoir toutes les dents cassées : « Heureusement, dit-il, qu'il ne résulta de cet essai, peut-être téméraire, qu'un étonnement pour moi, et une espèce d'admiration pour l'assemblée qui m'entourait. Madame et Monseigneur le duc de Chartres ont exigé que je répétasse jusqu'à trois fois cette expérience (2). »

(1) Né à Metz en 1756, Pilâtre de Rosier fut un des expérimentateurs les plus zélés de la fin du siècle dernier. Un des premiers, il osa se confier aux aérostats, pour s'élever dans les airs, mais il eut la malheureuse idée de combiner les deux procédés de Charles et de Montgolfier. Il se servit de deux ballons ; l'un supérieur, gonflé d'hydrogène ; l'autre qu'il alimentait d'air dilaté par la chaleur. Cette funeste invention lui coûta la vie. Ayant voulu, à Boulogne-sur-Mer, traverser le pas de Calais, le 5 juin 1785, avec un nommé Romain, le feu prit au ballon, et les deux infortunés furent précipités d'une hauteur de 500 mètres environ.

(2) Ces expériences curieuses de Pilâtre de Rosier sont décrites par lui dans un mémoire qu'il adressa, en 1783, à l'Académie royale des Sciences de Rouen. On trouve un extrait de ce mémoire dans le *Précis analytique des travaux* de cette Académie, t. V, p. 109.

Les personnes qui ont fait plusieurs inspirations d'hydrogène ont le timbre de la voix tout à fait changé. Maunoir s'amusait un jour, avec Paul, de Genève, à respirer du gaz hydrogène pur. Il l'aspirait avec facilité, et ne s'apercevait pas qu'il produisît sur lui aucun effet sensible. Mais après qu'il en eut pris une très-grande dose, il voulut parler, et il fut étrangement surpris du son de sa voix, qui était devenu faible, glapissant et même criard, de manière à l'alarmer. Paul ayant fait la même expérience sur lui, les mêmes effets furent produits. — Rien de semblable n'arrive dans la respiration d'aucun des autres gaz.

### De l'Analyse et de la Synthèse de l'eau.

Maintenant que les propriétés essentielles de l'hydrogène vous sont connues, nous pouvons, sans difficulté, nous occuper de l'analyse et de la synthèse de l'eau. Pour le faire avec plus d'intérêt, je vous présenterai un aperçu rapide des recherches entre prises pour arriver à la connaissance de la nature chimique de ce fluide.

Si les anciens philosophes ont eu conscience du rôle immense que joue l'eau dans l'harmonie de la nature, ils n'ont eu que des idées fausses sur sa véritable constitution chimique. Suivant Thalès, le chef de l'école ionienne, qui vivait 640 ans avant J. C., *l'eau est le principe de tout, c'est l'eau qui a produit toutes les choses;* les plantes et les animaux ne sont que de l'eau condensée sous diverses formes ; c'est en eau qu'ils se réduiront. — Admise au nombre des quatre ou cinq éléments universels par toutes les écoles philosophiques de l'antiquité, l'eau n'a cessé d'être considérée comme un corps simple qu'à une époque bien rapprochée de nous. Voyons quels sont les chimistes qui ont contribué au renversement de cette croyance générale.

Boyle, Margraff et les autres chimistes des dix-septième et dix-huitième siècles, en soumettant l'eau de pluie à la distillation, en retiraient trois parties distinctes, à savoir : de l'air, de l'eau et de la terre, et ils en concluaient qu'elle était composée de ces trois corps; mais, comme leurs devanciers, ils admettaient que l'eau élémentaire était indécomposable. J'en excepterai, toutefois, le célèbre médecin chimiste Hoffmann, qui, vers 1700, soutint formellement que l'eau est composée d'un fluide gazeux très-subtil et d'un principe salin. C'était là une idée hardie, mais qui n'était fondée sur aucune expérience positive; elle n'eut aucun retentissement. Et en effet, les contemporains et les successeurs d'Hoffmann n'en continuèrent pas moins à admettre la simplicité de nature de l'eau. Eller, en 1746, en broyant de l'eau dans un mortier de verre,

recueillit une matière terreuse, ce qui le conduisit à conclure comme Boyle, que l'eau se convertissait peu à peu en terre. Rouelle, le premier, reconnut la véritable origine du résidu terreux laissé par l'eau de pluie à la distillation, et il avança que ce résidu, qui n'est qu'un infiniment petit, provient de la poussière qui entre dans les vaisseaux, car l'eau ne laisse, suivant lui, aucun sédiment terreux quand on apporte beaucoup d'attention en la distillant. Lavoisier démontra ensuite, en 1770, que la terre obtenue par les anciens chimistes provient ou de la matière propre des vaisseaux de verre que l'eau dissout par une ébullition prolongée, ou de l'usure du mortier. Ayant entretenu, en effet, pendant trois mois et demi, à une température de + 85 degrés, de l'eau dans un vase de verre clos, il reconnut que ce vase avait perdu un poids égal à celui que formaient ensemble la terre mêlée avec l'eau et les substances que celle-ci laissa lorsqu'il la fit évaporer jusqu'à siccité.

Schèele, chimiste suédois, né à Stralsund, le 9 décembre 1742, qui, dans un laboratoire de pharmacie, avec des fioles à médecine et quelques tubes, fit plus de découvertes que tous les chimistes de son temps, paraît avoir cherché le premier à déterminer la nature des produits de la combustion du gaz hydrogène. Il reconnut que ce gaz brûle au sein de l'oxygène, qu'il s'unit avec lui, et avança que le résultat de cette réaction était du *calorique*.

En 1776, Macquer, démonstrateur de chimie au Jardin des Plantes de Paris, ayant placé une soucoupe de porcelaine blanche sur la flamme du gaz hydrogène qui brûlait tranquillement au goulot d'une bouteille (*fig.* 47), observa que cette flamme n'était accompagnée d'aucune fumée proprement dite, qu'elle ne déposait point de suie. L'endroit de la soucoupe que la flamme léchait se couvrit de gouttelettes assez sensibles d'un liquide semblable à de l'eau, et qui, après vérification, se trouva être de l'eau pure. Voilà assurément un singulier résultat. Remarquez-le bien, c'est au milieu de la flamme, dans l'endroit de la soucoupe qu'elle léchait, comme dit Macquer, que se déposèrent les gouttelettes d'eau ! Ce chimiste, cependant, ne s'arrête point sur ce fait, il ne s'étonne pas de ce qu'il a d'étonnant, il le cite

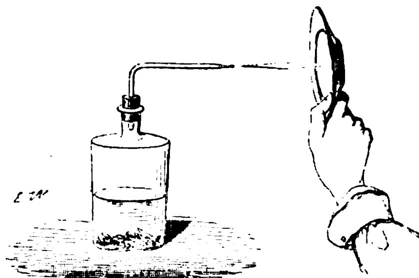


*Fig.* 47.

tout simplement, sans aucun commentaire ; il ne s'aperçoit pas qu'il vient de toucher du doigt à une grande découverte ; et, comme l'observe si bien Arago, le génie, dans les sciences d'observation, se réduirait-il donc à la faculté de dire à propos : *Pourquoi ?*

Au mois d'août 1777, Lavoisier et Bucquet, ignorant l'expérience de Macquer, firent détoner un mélange d'hydrogène et d'oxygène, pour en connaître le produit. Bucquet pensait qu'il devait se former de l'air fixe (acide carbonique) ; Lavoisier, au contraire, de l'acide vitriolique (sulfurique) ou sulfureux ; ils reconnurent leur erreur, mais ils ne surent point déterminer la substance qui avait été formée.

Le monde physique compte des volcans qui n'ont jamais fait qu'une seule explosion. Dans le monde intellectuel, il en est de même des hommes qui, après un éclair de génie, disparaissent entièrement de l'histoire de la science. Tel a été Warltire, qui, au commencement de 1781, fit une expérience vraiment remarquable, dont la conséquence fut l'importante découverte de la nature complexe de l'eau. Ce physicien anglais imagina qu'une étincelle électrique ne pourrait traverser certains mélanges gazeux sans y déterminer quelques changements. Il fit l'essai sur de l'hydrogène mêlé d'air ; heureusement il prévit qu'il pourrait y avoir explosion, aussi renferma-t-il son mélange dans un vase métallique. Il observa qu'après la combustion il y avait une perte de poids très-sensible, et qu'il s'était formé de l'eau.

Cavendish répéta bientôt l'expérience de Warltire, et, comme ce dernier, il reconnut qu'il se forme de l'eau par la détonation d'un mélange d'oxygène et d'hydrogène.

Au mois d'avril 1783, Priestley ajouta une circonstance capitale à celles qui résultaient des expériences de ses prédécesseurs. Il prouva que le poids de l'eau qui se dépose sur les parois du vase, au moment de la détonation de l'oxygène et de l'hydrogène, est la somme du poids de ces deux gaz.

James Watt, à qui Priestley communiqua cet important résultat, y vit aussitôt, avec la pénétration d'un homme supérieur, la preuve que l'eau n'est pas un corps simple, et le premier il dit positivement, le 26 avril 1783 (cette date est précieuse à conserver) que l'eau est composée des deux gaz oxygène et hydrogène, privés d'une partie de leur chaleur latente ou élémentaire.

Le 15 janvier 1784, Cavendish, dans un mémoire qu'il lut à la Société royale de Londres, tira aussi comme conclusion de ses expériences sur la détonation de l'oxygène et de l'hydrogène en vase clos, que ces deux gaz se transforment en eau.

Pendant que ces choses se passaient en Angleterre, Lavoisier, en France, poursuivait ses recherches, et, dans l'hiver de 1781

à 1782, il fit, conjointement avec Gengembre, plusieurs détonations d'hydrogène et d'oxygène dans des vases contenant un peu d'eau de chaux, sans pouvoir reconnaître la nature de leur produit. Extrêmement surpris d'un pareil résultat, Lavoisier se servit alors d'appareils plus considérables, afin de pouvoir entretenir la combustion des gaz pendant autant de temps qu'il le désirerait, remplaçant ceux-ci à mesure qu'ils disparaîtraient. L'expérience fut faite, le 24 juin 1783, par Lavoisier et Laplace, en présence de Leroy, Vandermonde et plusieurs autres académiciens, parmi lesquels se trouvait accidentellement Blagden, secrétaire de la Société royale de Londres, qui leur apprit que Cavendish avait obtenu de l'eau en pratiquant une semblable opération. Le résultat de l'essai de Lavoisier et Laplace fut 19 grammes 17 centigrammes d'eau pure, en sorte qu'ils en conclurent que l'eau est composée d'oxygène et d'hydrogène.

Monge, qui fut plus tard l'un des fondateurs de l'École polytechnique et l'un des plus illustres savants de l'expédition d'Égypte, répéta, quelque temps après, cette belle expérience, et avec autant de succès, dans le laboratoire de la ville de Mézières. Lavoisier et Meunier la firent de nouveau, sur une très-grande échelle, en se servant de l'appareil (*fig.* 48) qui est sous vos yeux,

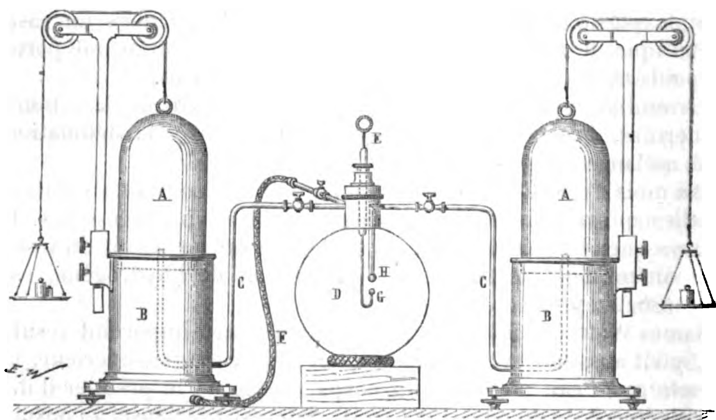



*Fig.* 48.

afin de mettre en toute évidence le résultat synthétique que le premier avait annoncé. Ils reconnurent qu'il fallait 85 parties en poids d'oxygène, et 15 parties d'hydrogène pour composer 100 parties d'eau.

**A A, grandes cloches ou gazomètres pleins, l'un d'hydrogène, l'autre d'oxygène, plongeant dans des seaux de cuivre contenant de l'eau B, B. Ces gazomètres sont munis**

de contre-poids, afin qu'ils s'élèvent d'eux-mêmes quand on y introduit du gaz. C,C, tubes munis de robinets destinés à conduire les gaz des gazomètres dans le grand ballon en verre D. Pour l'expérience, on commence par opérer le vide dans ce ballon, au moyen du tube F qui se visse sur le plateau d'une machine pneumatique ; on y introduit ensuite du gaz oxygène. A l'aide d'une machine électrique que l'on met en communication avec la tige de cuivre E, dont les extrémités sont terminées en boule, et qui est enfermée dans une enveloppe de verre, on établit un courant d'étincelles électriques qui viennent éclater entre la boule G et l'extrémité H du tube amenant le gaz hydrogène. Ces étincelles enflamment l'hydrogène qui sort du tube H par une ouverture très-petite. L'eau qui résulte de la combustion de l'hydrogène au sein du gaz oxygène se condense bientôt en gouttelettes sur les parois du ballon ; au bout d'une heure ou deux, sa quantité s'y élève déjà à une quinzaine de grammes.

Cet appareil aussi ingénieux qu'élégant ne permet pas d'atteindre à une très-grande précision, parce qu'il est assez difficile de mesurer exactement les gaz sous de grands volumes. L'opération demande, en outre, un temps considérable. Comme il est presque impossible d'expulser entièrement l'air des nombreuses pièces de cet appareil, et comme, d'ailleurs, les gaz employés sont rarement exempts d'air ou d'azote, l'eau obtenue dans l'expérience contient ordinairement une proportion notable d'*acide azotique,* dû à la combinaison d'une certaine quantité d'oxygène et d'azote, opérée sous l'influence du fluide électrique.

Meunier, que sa coopération aux travaux de Lavoisier a rendu à jamais célèbre, mais qui l'aurait été d'ailleurs par sa glorieuse mort en défendant Mayence contre l'armée prussienne, en 1792, imagina un appareil différent du précédent, pour montrer la formation de l'eau par la combustion de l'esprit-de-vin. 489 grammes 51 centigrammes de ce liquide, brûlés sous un serpentin qui condensait exactement toutes les vapeurs, lui fournirent près de 521 grammes d'eau. Cette opération, répétée plusieurs fois par Lavoisier, parut faire, à ce qu'il rapporte, plus d'impression qu'aucune autre sur un grand nombre de personnes.

Jusque-là on avait bien fait de l'eau de toutes pièces, mais on n'avait point encore essayé de prouver, par l'analyse, que telle était la composition de ce liquide. C'est ce qu'entreprirent Lavoisier et Meunier, dans les premiers mois de 1784. Ils firent passer de la vapeur d'eau sur de la tournure de fer très-doux placée dans un tube de porcelaine porté à l'incandescence, et en communication avec une cloche destinée à recevoir les gaz. Par ce procédé, l'eau réduite en vapeur se décomposa à mesure qu'elle touchait le fer rouge ; l'hydrogène se rendit sous la cloche ; l'oxygène se fixa sur le métal, comme le démontrèrent l'augmentation de poids et l'altération singulière qu'il éprouva. Il était, quand on le sortit du tube, terne, recouvert d'une croûte noire, facile à réduire en poudre, en un mot, à l'état d'oxyde noir, précisément comme celui qui a été brûlé dans le gaz oxygène.

Dans l'expérience des deux chimistes, 5 grammes 32 centigrammes d'eau furent décomposés ; 4 grammes 505 milligrammes d'oxygène s'unirent au fer pour le constituer à l'état d'*oxyde noir*, et il se dégagea 795 milligrammes de gaz hydrogène pur. Ils arrivèrent ainsi à confirmer ce que la synthèse leur avait démontré, relativement aux proportions des deux principes constituants de l'eau.

Voici une figure de l'appareil, un peu modifié, de Lavoisier et Meunier (*fig.* 49) ; on en fait encore usage dans les cours pour l'analyse de l'eau.

A, cornue en verre, contenant de l'eau distillée. BB, tube en porcelaine, placé transversalement dans un fourneau, et contenant la tournure de fer qui doit décomposer l'eau. C, serpentin en communication avec le tube B; il est destiné à

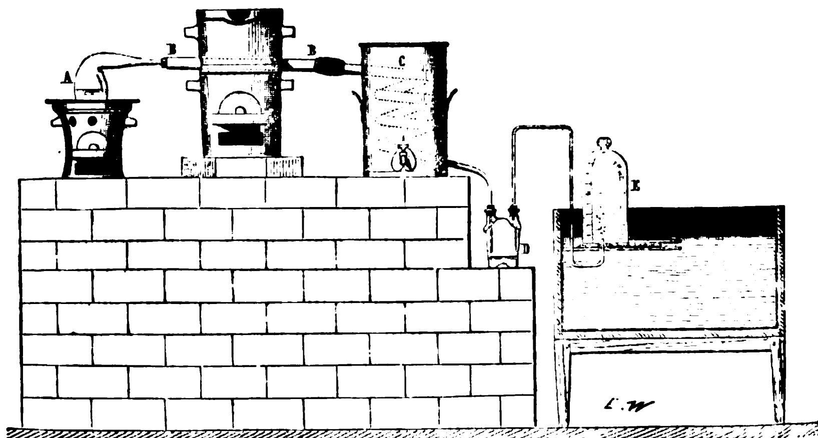



*Fig.* 49.

condenser l'eau qui échappe à la décomposition; cette eau condensée se réunit dans le flacon D, qui porte un tube recourbé conduisant le gaz hydrogène sous la cloche E placée sur un bain de mercure ou d'eau. Lorsqu'on veut faire l'opération, on commence par porter à la chaleur rouge le tube où se trouve le fer, puis l'on chauffe l'eau de la cornue, pour la faire passer en vapeurs sur le métal qui la décompose, absorbe son oxygène et laisse libre l'hydrogène qui va se réunir sous la cloche E.

Ce ne fut pas sans une vive opposition de la part des chimistes contemporains que les idées de Watt, de Cavendish et de Lavoisier, sur la composition de l'eau, prévalurent. On conçoit qu'une opinion si opposée à celle qu'on était accoutumé, depuis des siècles, à regarder comme une vérité incontestable, dut soulever bien des esprits. Cependant, aucun fait ne l'ayant contredite, et les expériences indiquées plus haut ayant fourni toujours les mêmes ré-

sultats, les objections cessèrent peu à peu, surtout après la magnifique opération entreprise en 1790 par Fourcroy, Séguin et Vauquelin. Ces chimistes effectuèrent la recomposition de l'eau dans le grand appareil de Lavoisier, avec tous les soins imaginables. L'expérience, commencée le 13 mai, ne fut achevée que le vendredi 22 du même mois. La combustion fut maintenue, avec peu d'interruption, pendant 185 heures ! Les expérimentateurs ne quittèrent pas un seul moment l'appareil ; ils se relevaient alternativement, lorsqu'ils étaient fatigués, pour se reposer pendant quelques heures sur des matelas, dans le laboratoire ! Ils consommèrent 515 litres 36 centilitres de gaz hydrogène, 267 litres 30 centilitres de gaz oxygène, et obtinrent jusqu'à 384 grammes 82 centigrammes d'eau parfaitement pure que l'on conserve encore, dit-on, au Muséum d'histoire naturelle de Paris.

Ils trouvèrent, par ce moyen, que 100 parties d'eau se composaient de 85,662 d'oxygène et de 14,338 d'hydrogène. Mais nous allons voir que ces nombres ne sont pas plus exacts que ceux trouvés d'abord par Lavoisier et Meunier.

Le 30 avril 1800, Carlisle et Nicholson, en répétant les expériences de Volta sur l'électricité développée par le contact des métaux de nature différente, constatèrent un fait surprenant et bien inattendu. Ils virent que le courant électrique, en traversant l'eau, la décompose en ses deux éléments, et ils parvinrent ainsi à les isoler l'un et l'autre. Répétons cette belle expérience, qui est un moyen aussi facile qu'élégant de faire l'analyse de l'eau.

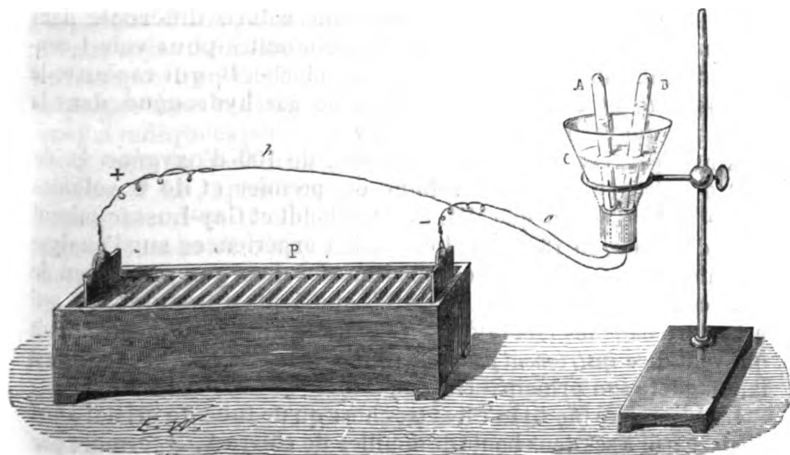



*Fig.* 50.

Voici un petit entonnoir de verre C (*fig.* 50), dont le bec tronqué

est fermé par un bouchon mastiqué *o*, au travers duquel passent deux petits tubes de verre bien scellés, qui servent à isoler deux fils de platine. L'entonnoir est rempli d'eau légèrement acide. Recou-

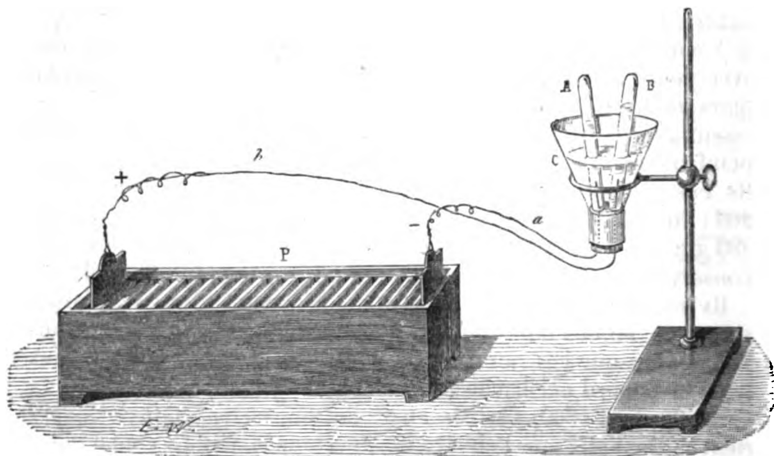



*Fig.* 50.

vrons chaque fil de platine avec une petite cloche de verre A, B pleine du liquide, et faisons communiquer chacun de ces fils avec un des pôles de la pile électrique P en activité. Bientôt, l'eau va être décomposée ; des bulles nombreuses de gaz vont se réunir dans les cloches, et ces gaz seront d'une nature différente dans chacune d'elles. Il ne faut que quelques minutes pour voir 1 centimètre cube de gaz oxygène dans la cloche B qui recouvre le fil positif *b*, et 2 centimètres cubes de gaz hydrogène dans la cloche A qui recouvre le fil négatif *a*.

Ainsi l'eau est formée, en volumes, de 100 d'oxygène et de 200 d'hydrogène, ou de 1 volume du premier et de 2 volumes du second. C'est ce que MM. de Humboldt et Gay-Lussac mirent hors de doute, en 1804, par leurs belles expériences sur l'analyse de l'air. Ils opérèrent la combinaison des deux gaz au moyen de l'étincelle électrique dans l'appareil que Volta a imaginé, et qui est connu dans les laboratoires sous le nom d'*Eudiomètre*, mot qui veut dire *instrument pour déterminer la pureté de l'air,* car c'est là, en effet, son principal emploi.

L'eudiomètre (*fig* 51) n'est autre chose qu'un tube de cristal *a* fort épais, garni à ses deux bouts de douilles de cuivre A, B fermées par des robinets R, R'. Dans la douille supérieure passe un conducteur *b* pour la transmission du fluide électrique. Si, après avoir rempli ce tube d'eau et l'avoir placé sur la cuve pneumatique,

j'y fais passer successivement 2 mesures d'hydrogène et 1 mesure d'oxygène, et si je dépose, à l'aide d'une bouteille de Leyde, une étincelle électrique sur la boule *c* du conducteur métallique *b*, cette étincelle enflamme le mélange des gaz : de l'eau se produit, et, comme elle se résout promptement en gouttelettes, il en résulte un vide dans l'intérieur de l'eudiomètre ; aussi l'eau remonte-t-elle à l'instant pour le remplir, et s'élève jusqu'au sommet de l'instrument. Il ne reste plus une bulle de gaz, tout a été transformé en eau.

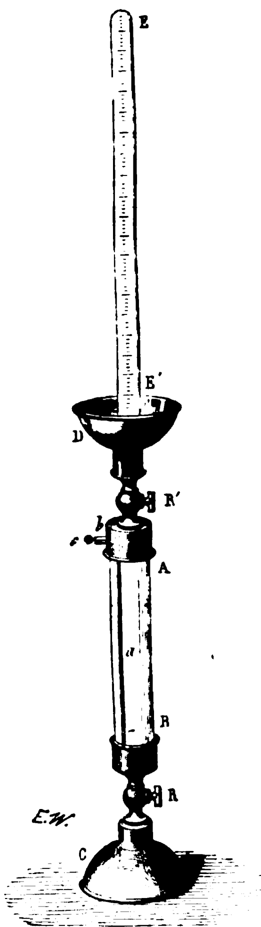


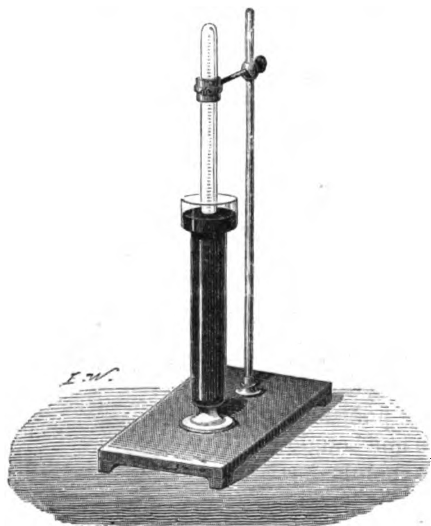
*Fig.* 51.

Si je recommence l'expérience en employant 2 volumes d'hydrogène et 2 volumes d'oxygène, nous retrouverons, après la combustion, 1 volume d'un gaz que nous reconnaîtrons facilement pour être de l'oxygène, car il rallumera une bougie ne présentant que quelques points en ignition. Si, dans un troisième essai, j'emploie 3 mesures d'hydrogène pour 1 d'oxygène, nous aurons encore un résidu gazeux après l'inflammation ; mais alors ce résidu consistera en gaz hydrogène, car il brûle avec flamme, par l'approche d'une allumette embrasée.

Vous voyez donc, Messieurs, que toutes les fois que l'un des deux gaz se trouve en proportions plus grandes que celles que j'ai indiquées pour la composition de l'eau, toute la quantité excédante reste, sans avoir agi, après l'inflammation par l'étincelle; d'où il faut conclure, avec MM. de Humboldt et Gay-Lussac, que ce n'est que dans les rapports de 2 à 1 en volumes que l'hydrogène et l'oxygène s'unissent pour former l'eau.

Vous comprendrez facilement que si, dans l'expérience précédente, on remplace l'oxygène par l'air atmosphérique, il restera dans l'eudiomètre après la détonation, c'est-à-dire après que tout l'oxygène de l'air aura disparu, l'azote provenant de cet air; on pourra donc apprécier la pureté de celui-ci, c'est-à-dire sa richesse en oxygène par le volume du résidu. Voilà le moyen classique pour analyser l'air. Disons brièvement comment on opère :

On fait passer dans l'eudiomètre plein d'eau 100 volumes d'air et 100 volumes d'hydrogène, et on enflamme ce mélange par une étincelle électrique. Une forte secousse est produite dans l'intérieur de l'eudiomètre, et l'eau de la cuve remonte aussitôt pour remplir le vide causé par la disparition de l'oxygène de l'air et d'une partie de l'hydrogène employé.


*Fig.* 52.

Pour mesurer l'absorption produite, on commence par remplir d'eau le bassin supérieur D de l'eudiomètre, et on visse sur son fond un tube gradué EE plein d'eau, divisée en 200 parties, et dont la capacité équivaut à deux des divisions du tube eudiométrique. On ouvre alors le robinet supérieur R'; le gaz qui se trouve dans l'eudiomètre s'élève dans le tube gradué; on dévisse celui-ci, on en bouche l'ouverture avec le doigt, on l'enlève, puis on le plonge dans une longue éprouvette pleine d'eau ou de mercure (*fig.* 52). On abaisse le tube dans le liquide de manière à rendre le niveau intérieur justement égal au niveau extérieur, et on lit sur l'échelle du tube le nombre de divisions occupées par le gaz.

Le résidu est tantôt de 134, tantôt de 137, tantôt de 140 parties. Admettons qu'il y ait 137 parties de résidu gazeux. Ce nombre retranché des 200 parties employées, indiquera une absorption de 63 parties. Ces 63 parties représentent l'eau formée par l'union de l'oxygène de l'air et d'une partie de l'hydrogène. Or, ce liquide étant toujours composé de 1/3 d'oxygène et de 2/3 d'hydrogène, il s'ensuit qu'en prenant le tiers du nombre 63, on trouvera 21 pour la proportion d'oxygène soustrait à l'air soumis à l'analyse.

D'après cela, les 137 volumes de résidu gazeux doivent contenir tout l'azote de l'air décomposé et le surplus de l'hydrogène employé dans l'expérience, c'est-à-dire 79 volumes d'azote et 58 d'hydrogène, car :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 100 d'air.................... | — | 21 | = | 79 |
| 100 d'hydrogène............. | — | 42 | = | 58 |
| 200 de mélange.............. | — | 63 | = | 137 |

On reconnaît, d'ailleurs, qu'il en est ainsi, en faisant brûler ce résidu dans l'eudiomètre, avec la quantité d'oxygène nécessaire pour absorber l'hydrogène qu'il contient, c'est-à-dire avec la moitié de 58 ou 29 volumes

d'oxygène pur. Il ne reste plus, en dernier lieu, qu'un résidu gazeux de 79 parties, qui consiste en gaz azote pur.

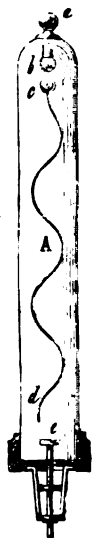


*Fig.* 53.

Dans cette expérience, l'absorption varie nécessairement avec la pureté de l'air employé. Ainsi, elle pourrait être seulement de 60, ou devenir égale à 66, dans le cas où l'air contiendrait 20 parties ou 22 parties d'oxygène. Elle est ordinairement de 63 lorsque l'air n'a pas éprouvé d'altération.

En opérant sur la cuve à eau, il y a toujours une cause d'inexactitude, provenant de ce que l'air dissous dans l'eau s'en sépare au moment du vide produit dans l'intérieur de l'instrument, et vient s'ajouter au résidu gazeux de l'expérience. On se met à l'abri de cette cause d'erreur, en opérant avec l'*eudiomètre simple* de Gay-Lussac (*fig.* 53) sur la cuve à mercure.

Cet eudiomètre consiste en un tube de verre A, très-épais, de 22 centimètres de long et d'un diamètre intérieur de 22 millimètres environ. Il est fermé dans le haut par un bouchon en fer *c* fortement mastiqué, et traversé par une tige de même métal qui est terminée par une boule *b*. Un fil de fer tourné en spirale *d*, aussi long que le tube, et surmonté d'une boule *o*, fait partie de l'instrument. Lors de l'expérience, on l'introduit dans le tube, de manière qu'il n'y ait que peu de distance entre la boule de ce fil et la partie inférieure du bouchon. C'est entre ces deux points que jaillit l'étincelle électrique qui doit mettre feu au mélange gazeux. La partie inférieure de l'eudiomètre est garnie d'une armature à soupape *e*, afin qu'au moment de la dilatation des gaz, occasionnée par l'étincelle, cette soupape pressée de haut en bas ferme hermétiquement l'ouverture et s'oppose à la rentrée de l'air; mais dès que le vide est opéré dans l'intérieur du tube, l'eau soulève cette soupape et remplit l'instrument.

Après cette digression que commandait la nature même du sujet, je termine ce qui a trait à la synthèse de l'eau en vous apprenant qu'en 1820, Berzelius et Dulong ont indiqué un procédé encore plus précis que ceux indiqués jusqu'alors, et qui permet de recueillir l'eau formée par la combinaison des deux gaz et d'en prendre le poids. Il est fondé sur la propriété que possède l'hydrogène, à l'aide de la chaleur, de ramener certains oxydes métalliques, et notamment l'oxyde noir de cuivre, à l'état métallique, en formant de l'eau avec l'oxygène qu'il leur enlève. Plus tard, je vous ferai connaître ce procédé, ainsi que les perfectionnements qui y ont été apportés par M. Dumas en 1842. Ce dernier chimiste, en pratiquant dix-neuf opérations successives, a produit plus d'un kilogramme d'eau parfaitement pure, et a pu conclure que ce liquide est formé, en poids, de 1,000 parties d'hydrogène pour 8,000 parties d'oxygène, c'est-à-dire que ces corps se combinent

dans le rapport simple de 1 à 8. En d'autres termes, sur 100 parties en poids, l'eau renferme :

| | |
|---|---|
| Hydrogène | 11,12 |
| Oxygène | 88,88 |
| | 100,00 |

L'eau est donc un oxyde d'hydrogène. Son nom scientifique est PROTOXYDE D'HYDROGÈNE OU OXYDE HYDRIQUE.

Tel est le résumé des travaux exécutés, depuis soixante-huit ans, sur cette grande question de la nature chimique de l'eau. Je me suis peut-être trop appesanti sur ce sujet historique, mais la découverte de Watt, de Cavendish et de Lavoisier a exercé une telle influence sur la marche de la science, qu'il m'a paru aussi curieux qu'utile de vous apprendre tout ce qui se rattache à l'un des faits les plus remarquables de la chimie moderne.

Parlerai-je maintenant des usages de l'eau, soit à l'état liquide, soit à l'état de glace, soit à l'état de vapeur? Vous les connaissez tous, ou du moins presque tous, puisqu'à chaque instant ce corps, sous l'une ou l'autre de ces formes, est appliqué aux besoins de l'économie domestique ou aux opérations des arts. Il serait fastidieux de les énumérer ici; à tout moment, d'ailleurs, en avançant dans l'étude de la science, nous aurons l'occasion de citer les plus intéressants et de vous convaincre de plus en plus que l'eau est un agent universel qui nous permet de produire la majeure partie des réactions chimiques.

Nous verrons, dans la suite de ces leçons, les différents moyens à l'aide desquels on peut *dépurer* les eaux, c'est-à-dire leur enlever les matières qui altèrent leur pureté, et les rendre ainsi potables ou propres aux divers usages de la vie. Il serait prématuré d'en parler maintenant.

---

# SEPTIÈME LEÇON

## DU SOUFRE.

SOMMAIRE. — Étude du *soufre*. — Son abondance dans la nature. — Ses caractères. — Son extraction et sa purification. — Des allumettes et du briquet ordinaire. — De l'*acide sulfureux*. — Applications nombreuses de ce gaz. — De l'*acide sulfurique*. - Ses deux formes commerciales : *huile de vitriol* et *acide fumant de Nordhausen*. — Acide sulfurique anhydre ou solide.

Le soufre est un des corps simples les plus intéressants à connaître, en raison des nombreux services qu'il rend sous toutes les

formes qu'il revêt. C'est aussi l'un des plus répandus dans la nature, soit à l'état de liberté, soit en combinaison avec les autres éléments. Il est connu de toute antiquité, mais on a longtemps ignoré sa véritable nature.

« Il n'y a point de nom, dit Macquer, qu'on ait autant employé que celui-ci dans la chimie, et en même temps dont on ait si fort abusé. Les anciens chimistes n'en avaient pas d'autre pour désigner toutes les substances inflammables et combustibles, de quelque nature différente qu'elles fussent d'ailleurs. Le soufre, selon eux, était un des principes des corps; ils en trouvaient partout (1). » Becher, et surtout Stahl, son élève, rectifièrent ces idées erronées à la fin du dix-septième siècle, en démontrant la nature différente des corps confondus sous ce nom commun de *soufre*; mais ils se trompèrent aussi bien que leurs devanciers en regardant le soufre ordinaire comme un corps composé. Ce n'est qu'à l'époque de la révolution chimique de la fin du dernier siècle que les savants français reconnurent la simplicité de nature de ce corps, qui n'a cessé depuis d'être rangé parmi les éléments.

Pur ou mêlé à des matières terreuses, le soufre se présente, sous différentes formes, dans la plupart des terrains qui constituent l'écorce du globe. On l'observe en couches, en amas, en veines, dans des roches de diverse nature; quelquefois il est cristallisé régulièrement, souvent aussi en petits grains et en poussière.

C'est surtout auprès des volcans en activité qu'il est plus abondant. Il est rejeté en quantités considérables par les montagnes ignivomes. Le Vésuve, l'Etna, les volcans de l'Islande, de Java, de la Guadeloupe, de l'Amérique méridionale, en vomissent constamment. Il y a certains volcans éteints dont les environs sont tellement imprégnés de soufre, jusqu'à des profondeurs de 10 mètres et au delà, qu'on leur a donné les noms de *terres de soufre*, de *solfatares*, de *soufrières;* telle est la solfatare de Pozzuolo, dans le golfe de Baies, non loin de Naples; celle des Antilles, etc.

L'existence du soufre dans le règne organique est connue depuis longues années des chimistes. On l'a signalé, dès les temps les plus anciens, dans certaines plantes, telles que le raifort, les radis, le cresson, le cochléaria, les navets, les semences de moutarde, les oignons; et, depuis peu, on sait que les fleurs de sureau, de tilleul, d'oranger, et beaucoup d'autres plantes en renferment. Certaines matières animales en contiennent aussi des quantités sensibles, telles, entre autres, que les œufs, la fibre

---

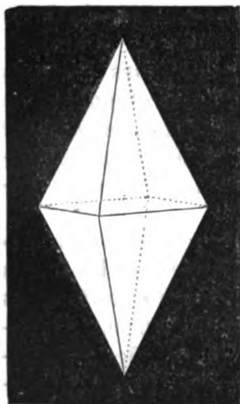
(1) Macquer, *Dictionnaire de chimie*, t. II, p. 424.

musculaire, le caillé du lait, la laine, les cheveux, les poils, les crins, la matière cérébrale, les limaçons de vigne, les poumons de veau, etc. Le soufre est donc nécessaire à la constitution des êtres organisés. On a constaté que le corps d'un homme de taille ordinaire représente, en moyenne, 11 kilogr. de substance organique sèche, renfermant à peu près 1 centième de ce poids de soufre, soit 110 grammes. A ce compte, dans les 36 millions d'habitants de la France, il y aurait bien 3 millions de kilogr. de soufre, et si l'on voulait avoir une idée juste de la quantité de cet élément qui existe dans la masse des animaux et des plantes qui recouvrent le sol de la France, il serait bien modéré de décupler cette quantité.

Nous verrons plus tard quels sont les composés du soufre qu'on rencontre à la surface du globe.

Dans son état de pureté, cet élément présente une belle couleur jaune de citron; il n'a ni saveur, ni odeur; cependant le frottement lui communique une légère odeur et la faculté d'attirer à lui les corps légers dont on l'approche. Quelquefois opaque, il est, le plus habituellement, translucide ou transparent.

Serré dans la main, un bâton de soufre fait entendre un craquement particulier et se brise souvent en plusieurs endroits. Cela tient à ce qu'étant mauvais conducteur du calorique, ses parties intérieures se dilatent très-inégalement et par conséquent se séparent dans les points du bâton les plus échauffés par la main. Il est très-cassant et facile à réduire en poudre.


*Fig.* 54.

Il a une densité double de celle de l'eau, puisqu'elle est représentée par 2,087.

Il revêt très-souvent des formes cristallines régulières; mais, ce qu'il y a de très-remarquable, c'est qu'il peut prendre deux formes incompatibles, c'est-à-dire appartenant à deux systèmes distincts de cristallisation. Ainsi, les cristaux de soufre naturel sont des octaèdres droits à bases rhombes (*fig.* 54), tandis que les cristaux qui se forment par le refroidissement graduel du soufre, d'abord liquéfié par la chaleur, sont de longues aiguilles transparentes formées par des prismes obliques à bases rhombes (*fig.* 55). Mais ce qu'il y a de bien curieux, c'est que cette modification de la forme cristalline du soufre, produite à une température élevée, ne se conserve pas à la température ordinaire. Au bout de quelques jours, les ai-

guilles, qui d'abord étaient transparentes et un peu flexibles, deviennent opaques et extrêmement friables. Examinez-les alors au microscope, et vous verrez qu'elles sont composées d'une multitude de petits octaèdres enchâssés les uns à la suite des autres, comme les grains d'un chapelet.

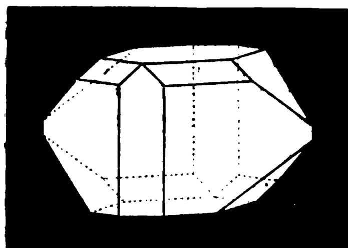


*Fig.* 55.

Mais ce ne sont pas là les seules modifications physiques que le soufre présente. Ainsi, il fond à la température de + 111 degrés et demi, et forme un liquide très-fluide, de couleur citrine, qui, par un refroidissement lent, cristallise et reproduit du soufre jaune et dur.

Eh bien ! si, au lieu de laisser refroidir le soufre fondu, on le chauffe progressivement jusqu'à + 220 degrés, chose singulière ! il s'épaissit de plus en plus en se colorant en rouge, et il devient enfin tellement épais, qu'il ne coule plus, et qu'on peut renverser le vase sans qu'il s'en échappe une seule goutte.

Depuis + 250 degrés jusqu'au point d'ébullition, qui est à + 440 degrés, d'après M. Dumas, il semble se liquéfier, mais il conserve toujours sa couleur rouge. Refroidi jusqu'à + 111° 5, il présente toutes les propriétés qu'il avait avant d'avoir servi à ces expériences. Chauffé de nouveau, il s'épaissit, se colore, etc. Le même échantillon peut ainsi offrir indéfiniment ces modifications, ce qui démontre qu'elles ne sont pas dues à une altération, comme on l'avait d'abord pensé (1).

Mais ce qui n'est pas moins curieux, c'est que le soufre épais, refroidi subitement par son immersion dans l'eau, reste mou, transparent, et conserve sa belle couleur rouge. Il est alors assez mou et assez ductile pour qu'on puisse le tirer en fils aussi fins qu'un cheveu et de plusieurs décimètres de longueur. Le soufre fondu à + 111° 5, soumis au même traitement, devient, au contraire, cassant, opaque, et garde sa couleur jaune.

Dans toutes ces circonstances, le soufre n'a pas changé de nature; ses propriétés physiques seules sont modifiées. Cette différence de forme dans un corps, au même état de pureté, tient évidemment à ce que, dans le même solide, il y a des arrangements moléculaires particuliers, en vertu desquels les molécules

(1) Lecat, célèbre chirurgien de Rouen dans le cours du dernier siècle, constata le premier, en 1760, ces singulières propriétés du soufre. (Voir le *Précis de l'Académie de Rouen*, t. II, p. 140.) Cependant, dès le treizième siècle, Albert le Grand avait signalé l'état pâteux par lequel passe le soufre avant de se réduire en vapeur.

se trouvent disposées de plusieurs manières distinctes les unes par rapport aux autres dans l'intérieur de la masse.

L'exemple du soufre n'est point un fait isolé. Nous retrouvons le même phénomène dans la plombagine et le diamant, dans le phosphore, dans le carbonate de chaux naturel, dans l'acide arsénieux, dans la pyrite ou sulfure de fer, etc. Les corps dans lesquels la nature chimique demeure la même, et qui, par suite de quelques variations de leur forme extérieure, montrent des différences essentielles dans leurs diverses propriétés physiques, sont aujourd'hui en assez grand nombre pour qu'on soit conduit à y voir une loi de la nature.

On donne le nom de DIMORPHISME, ou mieux, de POLYMORPHISME, à la loi qui régit ces modifications de forme et de propriétés physiques dans les corps de même constitution chimique. Toutes les fois donc que deux corps chimiques identiques se présentent avec des caractères différents sous le rapport de la forme cristalline, de la densité, de la dureté, de la couleur et autres propriétés physiques, on les nomme CORPS DIMORPHES ou POLYMORPHES, c'est-à-dire *à deux* ou *à plusieurs formes*, et l'on rapporte les modifications qu'ils offrent à des changements, à des différences dans le groupement de leurs molécules.

Par l'exemple du soufre mou, qu'on appelle habituellement *soufre vitreux*, vous voyez encore, Messieurs, que les liquides sont aussi bien que les solides soumis à cette loi du polymorphisme. Ce qui est surtout digne de fixer l'attention, c'est que la *trempe*, ou l'immersion dans l'eau froide, ramollisse le soufre au lieu de le durcir. Vous apprendrez plus tard que le bronze présente le même phénomène.

Chauffé fortement en vase clos, le soufre entre en ébullition vers + 440 degrés et se réduit en vapeurs de couleur orangée, qui se condensent par le contact d'un corps froid sous la forme d'une poussière très-fine, qu'on appelle vulgairement *fleur de soufre*. Cette poussière, observée au microscope par M. Brame, lui a présenté des globules ou *utricules* qui sont formés d'une enveloppe contenant du soufre liquide; celui-ci conserve cet état tant que l'enveloppe est intacte ; mais aussitôt qu'elle est déchirée, le soufre ne tarde pas à cristalliser.

Il est inaltérable à l'air, et ce n'est que bien au delà de son point d'ébullition, comme je m'en suis assuré tout récemment, qu'il prend subitement feu (1): il produit alors une flamme bleuâtre et répand des vapeurs dont l'odeur vous est bien connue, puisque

(1) On peut, en effet, entretenir en pleine ébullition du soufre au contact de l'air, sans qu'il s'embrase, si l'on a soin de préserver les abondantes vapeurs qui s'échappent du vase de l'approche d'une flamme ou d'un corps rouge de feu.

ce sont elles qui se forment quand on embrase des allumettes ordinaires (1). Ces vapeurs consistent en un gaz nommé *acide sulfureux*. Dans l'oxygène pur, l'ignition du soufre est bien plus vive que dans l'air, et 1 volume d'oxygène produit, à quelques millièmes près, 1 volume égal de gaz acide sulfureux. Lorsque l'air ou l'oxygène est humide, outre ce dernier gaz, le soufre donne encore naissance, par sa combustion, à un autre acide plus oxygéné, qui porte le nom d'*acide sulfurique;* mais la quantité de ce dernier est toujours très-faible.

Le soufre peut s'unir à presque tous les autres éléments. Avec l'hydrogène, il forme un gaz acide, l'*acide sulfhydrique* ou l'*hydrogène sulfuré*, dont nous parlerons bientôt.

Il est insoluble dans l'eau, et sans action sur elle à toute espèce de température. Le naphte, l'essence de térébenthine, la benzine, l'essence de goudron rectifiée, mais surtout le sulfure de carbone en dissolvent, à l'aide de l'ébullition, des proportions assez fortes; ce dernier véhicule s'en charge de 38 pour 100 à froid, et de 73 pour 100 à chaud; il l'abandonne ensuite en grande partie, par le refroidissement, en octaèdres volumineux et transparents.

M. Deville a constaté, le premier, que dans toutes les variétés de soufre qui ont subi l'action de la chaleur (soufre cristallisé en prismes par la fusion, soufre en canon du commerce, fleur de soufre, soufre mou ou vitreux), il y a une certaine quantité de matière qui résiste à l'action du dissolvant; c'est un état moléculaire particulier, que M. Deville a nommé *soufre amorphe*. Suivant M. Berthelot, ce serait vers + 140° que le soufre ordidaire se transformerait en soufre amorphe et insoluble.

Le soufre, comme vous le voyez, Messieurs, peut donc se présenter sous quatre états bien distincts : *cristallisé*, *vitreux*, *utriculaire*, *amorphe*. C'est bien évidemment un corps polymorphe.

Le soufre étant fusible et volatil, et presque toujours mêlé ou combiné avec des matières qui ne le sont pas, son extraction n'offre, pour ainsi dire, aucune difficulté. On se borne à purifier celui qu'on trouve dans les solfatares.

Ce sont principalement celles de l'Etna et du Vésuve qui fournissent la majeure partie du soufre dont le commerce a besoin. Les soufrières de la

(1) « Le soufre a tant de force, dit Pline, que pour peu qu'on en jette sur le feu, sa vapeur décèle sur-le-champ si quelqu'un est sujet à l'épilepsie. Anaxilas s'amusait à en faire brûler quelques grains dans un vase à boire, où préalablement il mettait des charbons allumés, et qu'il promenait dans une salle de festin; des flammes sinistres se reflétaient sur tous les visages, où elles répandaient une pâleur cadavéreuse. Il n'est point de substance plus combustible; ce qui prouve, qu'aucune ne contient plus de principes ignés. La foudre, les éclairs ont aussi l'odeur sulfureuse; leur lumière même ressemble à la lueur du soufre enflammé. » (PLINE, lib. XXXV, cap. L.)

Sicile, dont les plus importantes sont situées à Girgenti, Caltanisetta, Licata, Centorbi, Sommatino, Catholica, Caltaseibetta, etc., produisent annuellement 52 à 55 millions de kilogrammes de soufre brut. Le minerai, en amas irréguliers, dans un terrain de craie, est assez riche, puisqu'il renferme de 30 à 50 p. 100 de soufre. Son exploitation et son traitement occupent environ vingt mille personnes sur une population de deux millions d'individus.

On opère la séparation du soufre des matières terreuses qui l'accompagnent, au moyen d'une fusion ou liquation assez grossière. On empile le soufre dans des trous cylindriques, à fond concave, dont les parois sont construites en calcaire compacte, et on aligne ces sortes de fours par groupes de 10 à 20 dans un endroit abrité autant que possible contre les vents. Un seul ouvrier peut en desservir 5 à 6. Avec les plus gros morceaux de minerai, on forme sur la sole du four une voûte ou canal qui aboutit à un trou de coulée situé à la partie la plus déclive; on met pardessus du minerai de plus en plus fin, en donnant au tas la forme d'un dôme dont on tasse légèrement la surface; le feu est mis à la partie supérieure. Après quelques heures de feu, on débouche le trou de coulée et on reçoit le soufre fondu dans des moules en bois. Une fois la fonte commencée, le soufre coule d'une manière continue; quand il n'en vient plus, on laisse refroidir le fourneau pour enlever les crasses produites par les matières terreuses du minerai.

Cette grossière épuration fait éprouver une perte de 17/18, et souvent même il arrive, en hiver, que le soufre se perd entièrement lorsque, par l'agitation de l'air, il passe totalement à l'état de gaz sulfureux. Ce mode vicieux de préparation cause les plus grands dommages à l'agriculture, et nuit considérablement à la santé des ouvriers. Le professeur Maravigna, de Catane, a proposé, en 1838, un mode d'extraction du soufre par fusion, qui a été couronné par l'Institut royal de Palerme; mais les propriétaires des mines de soufre n'ont pas voulu jusqu'à présent l'employer par entêtement routinier.

A la solfatare de Pouzzoles, près de Naples, c'est par une véritable distillation qu'on sépare le soufre du sable dans lequel il est disséminé. On introduit ce sable dans des pots cylindriques A, A' (*fig.* 56) en terre d'une capacité de 25 litres environ, qu'on range sur les deux côtés d'un fourneau en briques, plus long que large qu'on appelle *galère*, C, C' et qu'on chauffe au bois. Les vapeurs sont condensées dans d'autres pots en communication avec les premiers et placés en dehors du fourneau, B, B'. Le soufre liquéfié s'écoule alors dans des baquets pleins d'eau, où il se fige en morceaux irréguliers. La charge de chaque pot est de 20 à 25 kilogr. de sable, et on retire moyennement de 7 à 8 kilogr. de soufre, après sept heures de feu.

Le produit des soufrières de la Sicile et de Naples arrive à Marseille, au Havre, à Rouen, etc., en blocs ou pains du poids de 28 à 30 kilogr., ayant la forme d'une pyramide tronquée; mais, pendant le transport, ces pains se brisent, se réduisent en poussière et en fragments irréguliers de diverses grosseurs. C'est là ce qu'on appelle le *soufre brut*, dont la couleur est jaunâtre, jaune verdâtre, brunâtre ou grise. Les morceaux de couleur grise ou brune sont distingués par le nom de *soufre vif*. — Le soufre brut est souillé de bitume et de matières terreuses dont la

quantité moyenne ne dépasse pas 3 à 4 p. 100, mais qui va jusqu'à 26 p. 100 dans les fragments qui forment la base des pains en pyramide.

Dans cet état d'impureté, ce soufre peut bien être employé pour la fabrication de l'acide sulfurique, mais il a besoin d'être purifié pour les

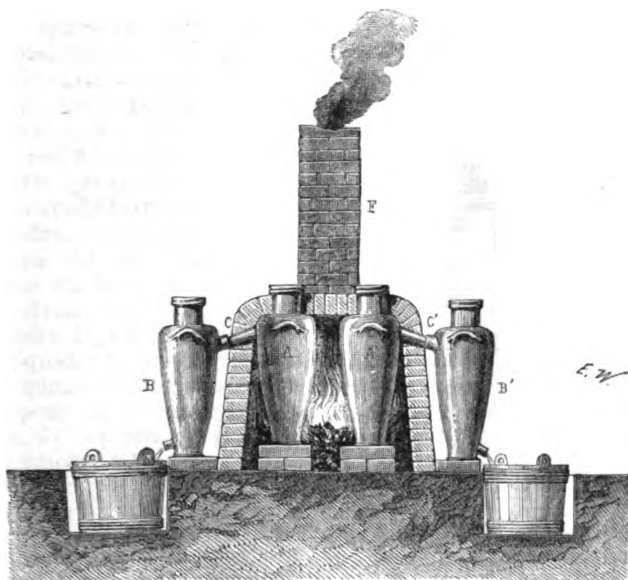



*Fig.* 56.

autres nécessités des arts et de la médecine. Cette purification s'effectue très en grand à Marseille (1), à Rouen, à Paris, au moyen d'une distillation dans un appareil qui a été imaginé, en 1815, par M. Michel, manufacturier de Marseille, et qui permet d'obtenir à volonté du *soufre en canons* et du *soufre en fleur*.

Cet appareil, tel qu'il a été récemment perfectionné (*fig.* 57), se compose de deux cylindres en fonte A, ayant 1 mètre et demi de longueur et 5 décimètres de diamètre, fermés d'un bout par un obturateur amovible, et adaptés à un deuxième cylindre de même diamètre, courbé en col de cygne. L'ensemble des deux cylindres, l'un droit, l'autre à double courbure, représente une cornue à large col, et se trouve engagé dans une épaisse maçonnerie de briques. Sous chaque cylindre il y a un foyer *p* qu'on alimente avec de la houille ou de la tourbe. Les produits de la combustion, avant de se rendre dans la grande cheminée commune *o*, passent dans une cheminée rampante, pour s'introduire et circuler dans des carneaux D autour d'une chaudière C, contenant du soufre brut, où la fusion se prépare et où le soufre commence à s'épurer. Cette

(1) Cette ville possède 18 raffineries de soufre.

chaudière en forte tôle, profonde d'un mètre et d'un diamètre semblable, est munie d'un couvercle et d'un robinet *b*.

Chaque cylindre vient aboutir, par son extrémité courbe, dans une

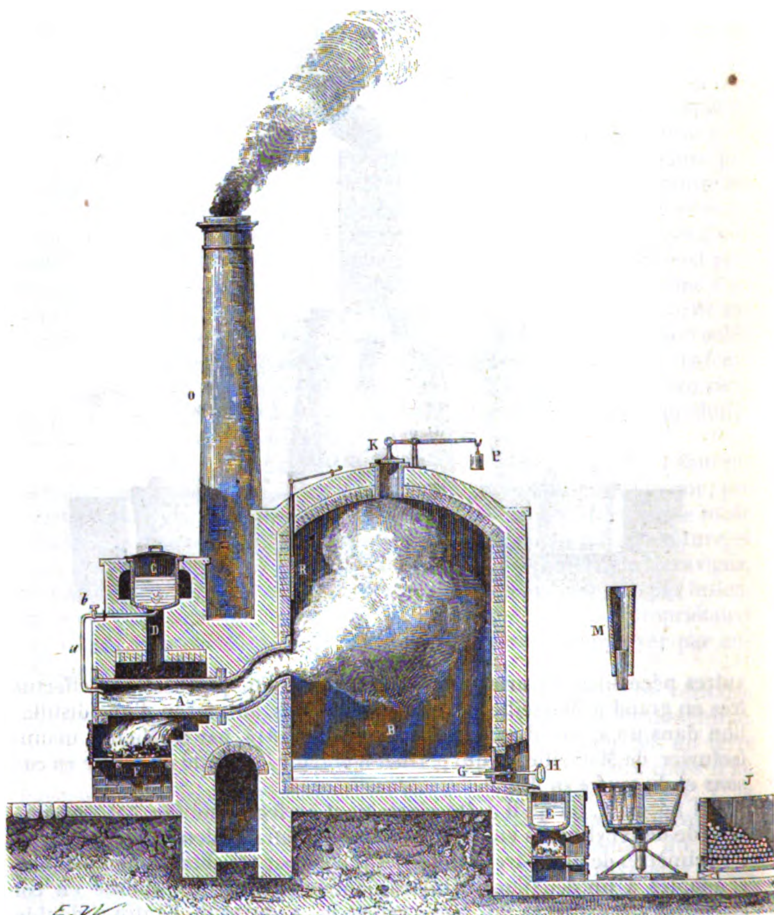



*Fig.* 57.

chambre voûtée R en briques, d'une capacité de 80 mètres cubes environ. Un registre, tenu par une tige articulée, permet de fermer et d'ouvrir l'embouchure du cylindre. Une porte, de grandeur suffisante pour l'entrée d'un homme, est ménagée à l'un des bouts de la chambre, et dans le bas de l'une de ses parois est pratiquée une petite embrasure G, close par une plaque en fonte percée d'un trou rond d'un centimètre ; une tige conique H entrant dans ce trou, sert à le fermer ou à l'ouvrir

à volonté. C'est par ce trou que doit sortir le soufre liquide, qui tombe sur une plaque ou bavette en fonte et de là dans une petite chaudière E posée sur un foyer.

Voici comment on opère, au moyen de cet appareil, quand il s'agit de fabriquer du *soufre en canons*.

Chaque cylindre étant chargé de 300 kil. de soufre brut, et fermé par son obturateur luté à la glaise, on allume le feu sous l'un de ces cylindres, et quatre heures après on fait du feu sous l'autre. Les produits de la combustion des deux foyers chauffant assez fortement la chaudière supérieure C, qui a reçu à l'avance une charge de 750 à 800 kil. de soufre brut, celui-ci fond et s'épure par le dépôt des matières terreuses, telles que calcaire, sable, sulfure de fer, etc.

Lorsque, après huit heures de feu, la distillation est terminée dans le premier cylindre, on le charge de nouveau, mais au moyen du soufre liquéfié et épuré de la chaudière supérieure; ce soufre s'écoule par un tuyau *a* qui s'adapte au robinet de la chaudière et entre par son autre extrémité dans le trou de l'obturateur. On n'introduit que 150 litres à la fois de soufre liquide dans chaque cylindre alternativement, et de quatre heures en quatre heures, de sorte qu'en répétant six fois la même opération en vingt-quatre heures cela représente 1800 kilogr. de soufre distillé.

Les vapeurs de soufre arrivant continuellement des cylindres dans la chambre, s'y condensent sous forme de neige. De temps en temps, on ouvre la soupape KP du haut, qui permet à l'air intérieur de sortir dès qu'il se dilate; de cette manière on évite les pressions trop inégales, ce qui est une garantie de conservation des murs. Ceux-ci, échauffés bientôt au delà de + 111° 5 par la chaleur latente des vapeurs de soufre, en déterminent la liquéfaction ; il coule alors sur la sole de la chambre et y forme une couche qui augmente incessamment. Lorsque le niveau du liquide s'élève à 12 ou 18 centimètres, on le fait écouler dans la petite chaudière E, pour commencer le moulage.

Auprès de cette chaudière, il y a un baquet tournant I, divisé par des cloisons en six ou huit cases, et contenant, au milieu de l'eau qui l'emplit, des moules légèrement coniques M, en buis tourné, de 22 à 24 centimètres de longueur. Un enfant retire d'avance un des moules, le vide de l'eau qu'il contient et le présente à un ouvrier qui le remplit, au moyen d'une cuiller, du soufre liquide qu'il a puisé dans la chaudière; il le range aussitôt dans une des cases du baquet. Chaque case est ainsi successivement garnie de moules pleins. Lorsqu'ils sont froids, l'enfant les enlève l'un après l'autre, et pour en faire sortir le canon de soufre, il frappe sur un billot avec le tampon conique, qui en rentrant dans l'intérieur, soulève le canon et le fait sortir. Les canons sont alors placés les uns sur les autres entre les montants d'un châssis en bois J, où la cristallisation confuse s'achève. De jaune-orangé et translucides qu'ils étaient d'abord, les canons deviennent peu à peu opaques et d'un beau jaune citron.

Lorsque la capacité de la chambre est très-vaste, ou qu'on y fait arriver les vapeurs de soufre avec moins de rapidité, en réduisant le nombre des distillations à deux par vingt-quatre heures et n'opérant que sur 150 kil. de soufre à chaque fois, les murs de la chambre ne peuvent acquérir la température de + 111 degrés, et dès lors les vapeurs prennent et conservent la forme pulvérulente. On enlève cette *fleur de soufre* à la pelle,

en entrant par la porte que l'on démaçonne, lorsqu'il y en a sur la sole de la chambre une couche de 50 à 60 centimètres.

Le *soufre sublimé* ou *en fleur* est toujours moins pur que le *soufre en canons*; il est imprégné d'eau, d'acide sulfureux et même d'acide sulfurique; il est facile, toutefois, de l'en débarrasser par des lavages à l'eau bouillante.

Matière première d'une foule d'opérations chimiques, le soufre est un objet d'immense consommation, qui croît avec le développement de l'industrie générale. Raffiné, c'est un des ingrédients de la poudre à canon et de la plupart des poudres d'artifice. On jugera de la dépense qui doit en être faite en temps de guerre, en sachant que chaque coup d'une pièce de canon de 24 emploie 4 kilogrammes de poudre, qui renferment près de 500 grammes de soufre.

La médecine tire un parti très-avantageux de ses propriétés médicamenteuses, surtout pour combattre les maladies de la peau. Dès le treizième siècle, Albert le Grand signalait l'efficacité du soufre dans le traitement de la gale.—Le soufrage des vins, le blanchiment des laines, de la soie, des chapeaux de paille, en absorbent aussi beaucoup.

Les modeleurs et les graveurs se servent du soufre fondu pour prendre de belles empreintes de médailles. Pour cela, ils coulent sur la médaille légèrement huilée qu'ils veulent reproduire du plâtre bien fin, gâché en bouillie claire, et obtiennent ainsi un moule en creux dans lequel ils versent ensuite du soufre qui prend l'empreinte de la médaille et se durcit très-rapidement. C'est ainsi qu'on fait toutes ces médailles en soufre qu'on vend sur les places publiques. On colore le soufre en rouge avec du minium, ou en noir avec de la plombagine.

La fleur de soufre, en raison de sa division, s'allume plus vite et se prête aisément à tous les mélanges avec les solides ou les liquides, pour lesquels une pureté absolue n'est pas indispensable. On l'utilise surtout en pharmacie, et pour la préparation d'un lut qui se solidifie en quelques heures, et dont on se sert soit pour sceller le fer dans la pierre, soit pour mastiquer les joints des chaudières et des tuyaux en fonte. On emploie pour cela :

| | |
|---|---|
| Tournure ou limaille de fer........ | 100 |
| Fleur de soufre.................... | 3 ou 5 ou 10 ou 20 |
| Sel ammoniac.................... | 3 à 5 |
| Eau.................. | Quantité suffisante pour faire une pâte. |

On augmente, dans ces sortes de mélanges, d'autant plus la proportion du soufre que les limailles de fer sont plus fines.

Sa grande combustibilité et son bas prix le font employer, de-

puis les siècles les plus reculés, pour déterminer la combustion des autres corps moins inflammables. Les *allumettes* sont peut-être encore le meilleur moyen de se procurer du feu (1).

Leur préparation est fort simple. On les fait généralement avec du bois de tremble, de peuplier, de saule, de bouleau très-sec, qu'on fend, au moyen d'un grand couteau analogue à celui des boulangers, en petites bûchettes carrées. Rien n'égale la dextérité des ouvriers qui exécutent cette opération ; ils débitent de 4 à 5000 bûchettes à l'heure. On a imaginé des machines ou rabots qui fendent jusqu'à 60000 allumettes à l'heure, mais on n'en fait point usage, parce que leur prix de construction et d'entretien est trop élevé relativement à la valeur du produit qu'elles fournissent. Les bûchettes une fois obtenues, on les dispose en paquets ou bottes dont on plonge alternativement les deux bouts dans du soufre fondu. Chaque bûchette retient une goutte de soufre, qui ne tarde pas à se solidifier et à adhérer au bois.

Pour produire du feu et enflammer les allumettes, on se sert, dans les ménages, du *briquet*, qui se compose de trois parties essentielles : d'une lame d'acier, ordinairement façonnée en couronne ovale et plate ; d'un fragment de silex ou *pierre à fusil* dont les bords sont taillés en tranchant ; et d'une substance végétale très-combustible, connue sous le nom d'*amadou*. C'est la chair d'un champignon, l'*agaric amadouvier*, qui croît sur les vieux chênes. On la divise en tranches peu épaisses qu'on dessèche, qu'on bat pour les amollir et les étendre en lames plus minces, et qu'on trempe dans une dissolution de salpêtre, ou qu'on roule dans de la poudre à canon très-fine, pour les rendre plus inflammables.

Rien n'est si vulgaire que l'emploi du briquet, et rien, cependant, n'est si peu connu que la théorie de cet instrument. Dans le monde, chez les gens instruits, on se fait la plus fausse idée de l'origine du feu que le briquet procure. Ouvrez un dictionnaire, et vous y lirez que « le briquet est une petite pièce d'acier dont on se sert pour *tirer du feu du silex !* » C'est là un grossier contre-sens, comme vous allez voir.

Lorsqu'on passe rapidement la lame d'acier sur le silex, les aspérités tranchantes de cette pierre si dure tracent un sillon dans le métal, en détachent de petits copeaux que le frottement échauffe jusqu'à l'incandescence, et qui brûlent alors dans l'air en s'oxydant. C'est donc la combustion rapide des parcelles de l'acier échauffé par le choc de la pierre qui détermine ces étincelles qui tombent sur l'amadou et l'enflamment. C'est la même cause qui fait jaillir le feu sous les pieds des chevaux. Leurs fers, en frottant vivement contre les pavés, s'échauffent, se liment, et les particules métalliques qui s'en détachent brûlent vivement en absorbant l'oxygène de l'air.

Qui ne sait que le frottement est une source abondante de chaleur ? Les peuplades sauvages n'ont d'autre moyen de se procurer du feu qu'en attachant fortement deux morceaux de bois l'un contre l'autre, passant un autre bâton entre les deux, et le faisant tourner rapidement comme

(1) Dès le seizième siècle, les allumettes étaient connues et employées, puisque Georges Agricola, célèbre métallurgiste saxon de cette époque, en parle comme d'un objet d'usage journalier pour faire le feu.

un vilebrequin. Dans certains pays, on met une corde autour d'un bâton bien sec, on la tire à droite et à gauche, et le frottement fait prendre feu au bois. Enfin, deux disques de glace que l'on frotte l'un contre l'autre dans une atmosphère au-dessous de 0° ne tardent pas à fondre, ainsi que l'a constaté sir H. Davy.

Vous le voyez, Messieurs, il n'est pas d'art si simple, de pratique si commune qui ne puisse fournir au chimiste l'occasion d'employer utilement ses connaissances et de rectifier des erreurs que le temps a, pour ainsi dire, consacrées.

### Des Acides du Soufre.

Le soufre, en s'unissant avec l'oxygène ou avec l'hydrogène, donne naissance à de nombreux composés qui sont des acides très-puissants et d'une utilité jonrnalière, notamment ceux qu'on désigne sous les noms d'*acide sulfureux*, d'*acide sulfurique* et d'*acide sulfhydrique*. C'est de ces trois acides que je vais vous parler maintenant :

### De l'Acide sulfureux.

L'acide sulfureux a dû être un des premiers acides connus, puisqu'il se forme en abondance dès que le soufre brûle au contact de l'air. Néanmoins, ce n'est que vers le commencement du dix-septième siècle qu'il a été considéré comme un corps particulier par André Libavius, médecin-chimiste de Halle, en Saxe, qui le désigna sous le nom d'*esprit acide de soufre*. Sa véritable composition n'a été trouvée qu'en 1777, par Lavoisier, et son histoire n'a été complétée que dans ces dernières années.

Cet acide se produit et se dégage, en très-grande quantité, dans le voisinage des montagnes soumises à l'action des feux souterrains. Tous les volcans en activité, excepté toutefois ceux de l'équateur, d'après M. Boussingault, en exhalent de leurs cratères, mais surtout pendant et après leurs éruptions. Les solfatares en présentent un dégagement permanent. C'est lui qui rend l'approche de ces lieux si dangereuse, en raison de la suffocation qu'il détermine. On lui attribue la mort de Pline le naturaliste, qui périt pour avoir voulu examiner de trop près la fameuse éruption du Vésuve du 24 août de l'année 79 de l'ère chrétienne, qui, le même jour, ensevelit *Herculanum*, *Pompéia* et *Stabia*, sous un déluge de cendres.

Voici la composition de cet acide en volumes et en poids :

| | En volumes. | En poids. |
|---|---|---|
| Soufre | $^1/_6$ | 50,15 |
| Oxygène | 1 | 49,85 |
| | 1 | 100,00 |

L'acide sulfureux pur est gazeux, dans les conditions ordinaires de température et de pression ; il est invisible comme l'air, mais il décèle bientôt sa présence par son odeur piquante et désagréable.

Quand on le respire en trop grande quantité, il irrite la gorge, provoque la toux et l'éternûment, fait couler les larmes, cause une oppression très-douloureuse, et bientôt asphyxie et tue.

Il est beaucoup plus lourd que l'air, puisque sa densité est représentée par 2,247. Un litre pèse 2 gr. 885.

Il éteint subitement les corps en combustion et rougit fortement la teinture de tournesol, dont il dégrade ensuite peu à peu la couleur.

Il résiste aux plus hautes températures sans se décomposer.

Il est absorbé assez promptement par l'eau, qui manifeste pour ce gaz beaucoup d'affinité, puisqu'elle en dissout 43 fois son volume, à la température de + 18 degrés. Cette dissolution a l'odeur, la saveur et toutes les autres propriétés de l'acide gazeux. Exposée au contact de l'air, elle en absorbe lentement l'oxygène et se convertit en acide sulfurique. Il faut donc la conserver à l'abri de ce fluide.

L'eau saturée de potasse ou de soude absorbe rapidement et complétement le gaz sulfureux ; c'est là le moyen classique de reconnaître sa pureté, car pour peu qu'il retienne de l'air en mélange, il laisse un résidu gazeux inabsorbable.

Ce n'est point un gaz permanent, puisqu'à — 15 degrés il prend la forme liquide, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, et que par un froid de — 40° $^1/_2$, il devient solide et cristallin.

L'acide sulfureux liquéfié est incolore, transparent, très-volatil ; il bout à — 10 degrés, en absorbant beaucoup de chaleur. Le froid qui se produit par son évaporation spontanée abaisse le thermomètre à — 57 degrés, et sous le vide de la machine pneumatique, le froid parvient jusqu'à — 68 degrés. Les chimistes ont habilement profité de cet abaissement si considérable de température, pour congeler le vif-argent ou mercure, qui reste liquide jusqu'à — 40 degrés, et pour liquéfier plusieurs des gaz qu'on regardait naguère comme permanents. De ce nombre sont le chlore, l'hydrogène sulfuré, le gaz ammoniac, dont j'ai déjà prononcé les noms.

Lorsqu'on veut, pour constater ces résultats, se procurer une certaine quantité d'acide sulfureux liquide, on fait usage de l'appareil suivant (*fig.* 58) :

A est un matras en verre, posé sur un bain de sable et contenant les matières propres à fournir un dégagement d'acide sulfureux. On y

adapte un premier tube qui plonge dans une éprouvette *b* entourée de glace et qui est destinée à condenser l'eau et les impuretés entraînées par le gaz. De cette éprouvette, celui-ci passe à travers un tube horizontal *c* renfermant du chlorure de calcium qui achève de le dessécher, puis il se rend tout à fait anhydre dans un petit ballon *d* placé au centre d'un mélange réfrigérant formé avec 2 parties de glace et 1 partie

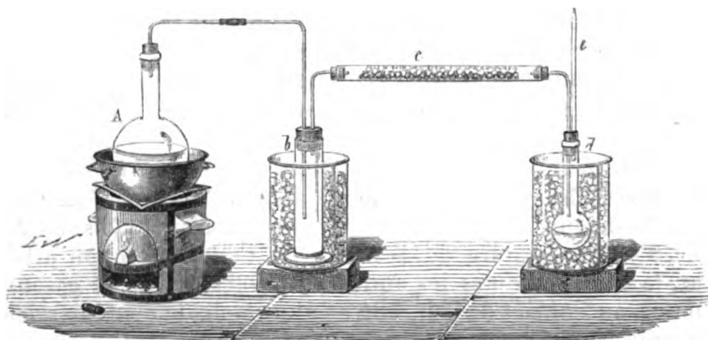



*Fig.* 58.

de sel marin. C'est là qu'il se liquéfie. Le ballon *d* porte un tube droit effilé *e* pour laisser sortir l'air de l'appareil au commencement de l'opération et les portions de gaz sulfureux qui échapperaient à l'action du mélange réfrigérant. — L'opération terminée, on s'empresse de renfermer l'acide liquide dans un flacon bouchant à l'émeri, qu'on conserve dans de la glace.

Le gaz acide sulfureux a la propriété de blanchir les substances animales sans les altérer. L'industrie exploite, dans plusieurs circonstances, cette précieuse propriété, ainsi que je le dirai bientôt. Il détruit la plupart des couleurs végétales. Quelques matières colorantes tirées des animaux, celle de la cochenille, par exemple, résistent à son action. Ce n'est donc pas un agent de décoloration aussi général que le charbon, et surtout que le chlore, dont je vous parlerai plus tard. Au reste, on ne connaît pas encore très-bien le rôle qu'il joue dans ce cas. Les uns croient qu'il opère la désoxygénation des matières colorantes; d'autres supposent, avec Grotthuss, qu'il se combine avec elles et donne ainsi lieu à un composé sans couleur. Cette question réclame de nouvelles recherches.

Rien de plus simple que la préparation du gaz acide sulfureux. Lorsqu'on a besoin de grandes quantités de cet acide, comme dans les ateliers de teinture où l'on blanchit la laine et la soie, dans les fabriques d'acide sulfurique, ou enfin dans les établissements où l'on traite les ma-

ladies de la peau, on l'obtient par la simple combustion du soufre dans l'air.

Pour les fumigations sulfureuses, on place les malades dans une boîte en bois, sous laquelle on fait brûler du soufre qui remplit bientôt de gaz sulfureux tout son intérieur (*fig.* 59). Le couvercle horizontal est

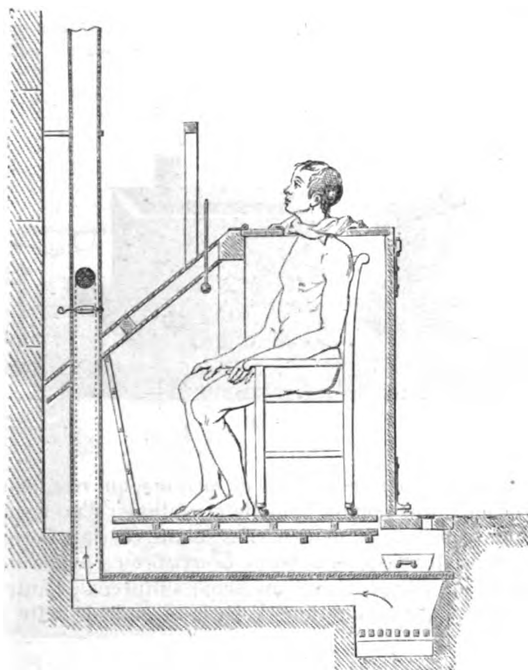


*Fig.* 59.

garni d'un trou par lequel passe la tête du malade, afin qu'il ne soit pas incommodé par la vapeur du soufre qui baigne le restant de son corps.

La coupe ci-dessus fera comprendre, mieux qu'une description, la forme de ces boîtes fumigatoires.

L'idée de faire servir le gaz sulfureux à la guérison de la gale appartient au chimiste Glauber (1659). C'est Darcet qui a établi, avec une rare perfection, les appareils très-simples et peu dispendieux qui sont adoptés dans tous les hôpitaux pour le traitement des maladies de la peau. Dix fumigations suffisent pour la guérison d'une gale simple. Chaque fumigation ne revient qu'à 5 centimes, savoir: 1 centime pour le soufre et 4 pour le combustible ; en sorte que le traitement complet d'un malade coûte 50 centimes. Il est impossible de guérir à meilleur marché.

Dans les laboratoires, on obtient le gaz acide sulfureux, à l'état de pureté, en désoxygénant partiellement l'acide sulfurique au moyen du mercure. L'opération s'exécute en chauffant légèrement 5 parties d'a-

cide concentré sur une partie de métal, dans un matras en verre A (*fig.* 60) portant à son col un tube recourbé B destiné à conduire le gaz sous des cloches pleines de mercure C. On ne recueille, toutefois, le gaz que lorsqu'il se dissout complétement dans l'eau de soude, ce qui indique qu'il n'est plus mélangé d'air.

Outre l'acide sulfureux, il se produit encore, dans cette réaction, un

*Fig.* 60.

sel de mercure, du ***sulfate de bi-oxyde de mercure***, qui reste dans le matras sous la forme d'une poudre blanche cristalline ; d'où il suit que l'acide sulfurique se partage en deux parties. L'une cède au mercure assez d'oxygène pour le faire passer à l'état de ***bi-oxyde*** ou ***d'oxyde mercurique***, en même temps qu'elle se réduit en acide sulfureux ; l'autre s'unit à l'oxyde à mesure de sa production. Voici la légende de cette réaction :

Acide sulfurique. { 1re partie. Acide sulfurique — = { Sulfate mercuriq.
Acide sulfurique. { 2e partie. Acide sulfurique = { Acide sulfureux
Acide sulfurique. { 2e partie. Acide sulfurique = { Oxygène — = { Oxyde mercuriq. — = { Sulfate mercuriq.
Mercure — = { Oxyde mercuriq.

Lorsque le gaz acide sulfureux doit être dissous dans l'eau, on le produit plus économiquement en faisant réagir le charbon, en place du mer-

cure, sur l'acide sulfurique. On introduit le charbon concassé, et mieux de la braise bien calcinée, dans un ballon en verre A (*fig.* 61), muni d'un tube à entonnoir I et d'un tube recourbé J qui va se rendre dans un flacon B, contenant une petite quantité d'eau distillée destinée à laver le gaz, c'est-à-dire à le dépouiller de l'acide étranger qu'il peut entraîner avec lui. A la suite de ce flacon de lavage on en dispose deux autres C, D, remplis d'eau pure aux deux tiers de leur capacité, et en communication les uns avec les autres au moyen des tubes K, L. Ces trois flacons sont munis de tubes droits, F, G, H, dits *de sûreté*. L'appareil est terminé par

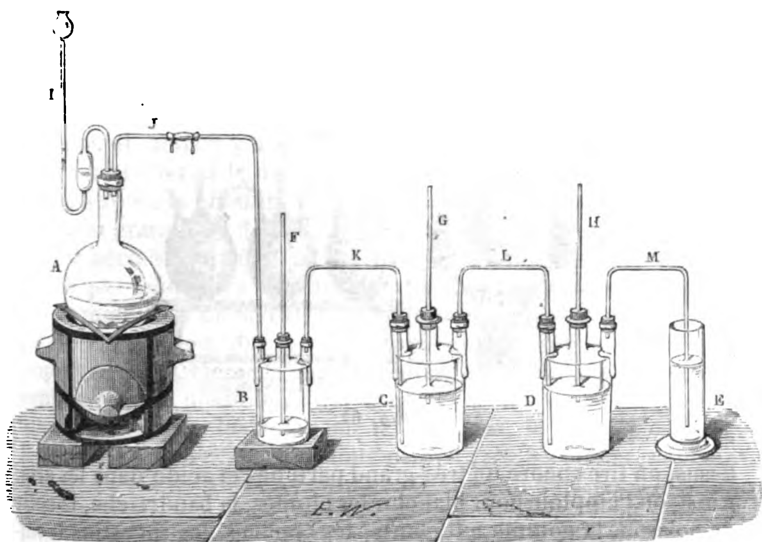



*Fig.* 61.

une éprouvette E, contenant une bouillie claire de chaux qui a pour effet d'absorber le gaz sulfureux en excès qui pourrait incommoder l'opérateur. Cet appareil, qu'on fait servir à la dissolution de tous les gaz, est connu dans les laboratoires sous le nom *d'appareil de Woulf*, qui rappelle celui de son inventeur. — On verse dans le ballon 4 à 5 parties d'acide sulfurique pour une de charbon, et on chauffe progressivement jusqu'à l'ébullition. Par suite de la désoxygénation partielle de l'acide sulfurique, le charbon est converti en acide carbonique, qui passe avec le gaz sulfureux dans l'eau des flacons, où le dernier seul se dissout.

Dans les ateliers, on remplace l'appareil de Woulf en verre dont il vient d'être question, par celui que nous représentons dans la figure 62, et dont les dimensions et la solidité permettent de fabriquer journellement de grandes quantités d'acide sulfureux dissous. Des tourilles ou bonbonnes en grès sont placées dans un bain de

sable, et reliées par des tubes en plomb à une série de tourilles en grès communiquant toutes entre elles par le même moyen. La première tourille reste vide ou ne contient que très-peu d'eau pour purifier le gaz ; les autres sont à moitié pleines d'eau ou d'eau de soude, si l'on veut avoir le sel connu sous le nom de *sulfite de soude* et qui peut remplacer la solution aqueuse d'acide sulfureux dans tous ses emplois. On met dans les tourilles un *lait de chaux,* c'est-à-dire de la chaux caustique très-fine délayée et maintenue en suspension dans l'eau, si c'est le *bisulfite de chaux* qu'on veut préparer. Ce dernier sel est aussi quelquefois employé en guise d'acide sulfureux.

Outre les applications qu'on a su faire des propriétés du gaz sulfureux à la guérison des affections cutanées et au blanchiment des

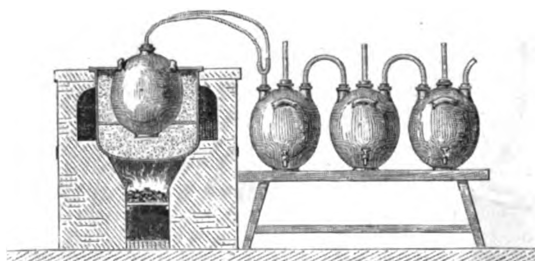


*Fig.* 62.

tissus, on tire encore un très-grand parti de cet acide dans les arts. Ainsi, on l'emploie pour blanchir les plumes, la baudruche, la colle de poisson, la gomme adragante, les éponges, les intestins insufflés de bœufs et de moutons avec lesquels on prépare ensuite les cordes à musique, la paille des céréales et les sparteries avec lesquelles on confectionne les chapeaux de femmes et ces jolis ouvrages dont on fait remonter l'origine aux cénobites de la Thébaïde. Dans toutes ces applications, on utilise indifféremment l'acide sulfureux gazeux ou dissous dans l'eau, ou les sulfites de soude et de chaux.

Le gaz sert particulièrement pour assainir les lieux remplis de miasmes putrides, comme les lazarets, la cale des navires ; pour désinfecter les hardes, couvertures, matelas, etc., provenant de malades infectés de la peste, du choléra, de la gale, etc. (1). On s'en sert encore pour détruire les insectes qui attaquent les blés,

(1) Les fumigations à l'aide de l'acide sulfureux sont bien anciennement connues, puisque, déjà du temps de Pline, les prêtres ordonnaient l'emploi du soufre pour purifier les maisons par la fumigation.

les plumes, les diverses étoffes; pour soufrer les tonneaux dans lesquels on doit conserver le vin, la bière, le cidre, les sirops de glucose, le sang liquide, certains légumes frais, etc. Ce *soufrage* empêche ces différentes matières de s'aigrir ou de se putréfier.

On enlève très-bien les taches de fruits rouges ou de vin sur le linge, en mouillant celui-ci et en l'exposant au-dessus d'un fragment de soufre enflammé ou de plusieurs allumettes en ignition; pour mieux diriger le gaz produit sur l'endroit taché, on pose sur le soufre un cornet de papier qui fait office de cheminée. On doit ensuite laver le linge pour faire disparaître la matière colorante altérée, autrement la tache pourrait reparaître au bout de quelque temps.

Enfin, le gaz sulfureux est très-utile pour arrêter les incendies de cheminée, lorsqu'on l'emploie au début et que le feu n'est pas très-violent. Mais il y a quelques précautions à observer pour obtenir tout l'effet utile de ce moyen. La première, c'est de projeter dans l'âtre de la cheminée et sur des charbons allumés une quantité assez grande de fleur de soufre. La seconde, c'est de bouchei le plus hermétiquement possible toutes les ouvertures de la cheminée par lesquelles l'air aurait accès. On se sert pour cela de draps mouillés. Le soufre n'agit efficacement qu'en produisant, par son oxydation, des torrents d'acide sulfureux, gaz tout à fait impropre à entretenir la combustion. Il faut donc tâcher de concentrer le plus possible ce gaz dans l'endroit même où est le feu, afin qu'il l'é teigne instantanément. Sans cela, le gaz se perdra par les ouvertures, n'agira en aucune manière sur les matières enflammées, et aura de plus l'inconvénient d'incommoder les pompiers.

C'est à Cadet de Vaux qu'on doit l'indication des bons effets du soufre, ou plutôt du gaz sulfureux, pour arrêter les incendies. Ce moyen n'est malheureusement pas encore assez répandu.

### De l'Acide sulfurique.

De tous les acides connus, il n'en est pas qui présente autant d'intérêt, soit pour le savant, soit pour l'industriel, que l'acide sulfurique. Son énergie, bien plus puissante que celle de tous les autres composés du même genre, et surtout son bas prix, l'ont rendu l'agent le plus utile et le plus fréquemment employé de la plupart des arts, qui, sans lui, manqueraient certainement des produits qui leur sont le plus indispensables. La fabrication des autres acides, de la soude artificielle, de l'alun, du chlore, du phosphore, des eaux minérales gazeuses, des bougies stéariques; l'affinage de l'argent, le décapage du fer et d'autres métaux; la saccharification de la fécule, la dissolution de l'indigo, l'épuration

des huiles à brûler, la préparation de la garancine, le débourrage des peaux qu'on doit soumettre à l'opération du tannage, le blanchiment des toiles, et, pour mieux dire, presque toutes les opérations des manufactures et des laboratoires réclament son secours.

Son histoire se lie donc d'une manière intime à celle de la science et de l'industrie, et l'on peut considérer sa découverte comme le fait qui a le plus contribué à l'avancement des connaissances humaines et à l'accroissement des arts. « Si l'on possédait, dit M. Dumas, un tableau exact des quantités d'acide sulfurique consommées annuellement dans divers pays ou à diverses époques, il n'est pas douteux que ce tableau présenterait en même temps la mesure précise du développement de l'industrie générale pour ces époques ou pour ces pays (1). »

Cet acide était inconnu des anciens, et c'est sans doute à cette circonstance qu'il faut attribuer le peu de progrès qu'ils firent dans la carrière des arts industriels. Il est assez difficile de fixer l'époque précise à laquelle cet agent si puissant a été découvert. Il en est fait mention pour la première fois, mais en termes obscurs et ambigus, dans les ouvrages d'Abou-bekr Alrhasès, mort en 940. Au treizième siècle, Albert le Grand le désigna sous les noms de *soufre des philosophes* et d'*esprit de vitriol romain*. Au milieu du quinzième siècle, Basile Valentin, célèbre alchimiste d'Erfurth et moine de l'ordre des Bénédictins, exposa parfaitement sa préparation. Mais c'est Gérard Dornœus qui décrivit, le premier, ses caractères distinctifs en 1570.

Le procédé suivi dans l'origine pour obtenir cet acide consistait à calciner dans une cornue du sulfate de fer, alors nommé *couperose* et *vitriol vert*. Comme l'acide très-concentré qui se rassemblait dans le récipient avait la consistance d'une huile, et que d'ailleurs on ignorait complétement sa nature, on lui donna le nom impropre d'*huile de vitriol*, et les noms de *rosée* et d'*esprit de vitriol*, quand il était étendu d'eau. La plupart des chimistes, à partir du seizième siècle, ont étudié cet acide, dont les propriétés si remarquables ne tardèrent pas à recevoir d'utiles applications dans les arts. Jusqu'à l'époque des travaux de Lavoisier sur la combustion, on commit l'erreur, sur l'autorité de Stahl, de le croire tout formé dans le soufre, qu'on regardait alors comme un composé d'huile de vitriol et de la partie la plus pure du principe inflammable, désignée sous le nom de *phlogistique*. Le chimiste français démontra, d'une manière irrécusable, que l'*acide vitriolique* ou *sulfurique* est composé de soufre et d'oxygène, dans des proportions différentes de celles qui produisent l'acide sulfu-

(1) Dumas, *Chimie appliquée aux arts*, t. Ier, p. 172.

reux. Ses successeurs n'ont fait que compléter l'histoire de cet acide et rectifier les légères erreurs commises par Lavoisier dans son analyse, erreurs qu'on doit uniquement attribuer à l'imperfection des méthodes analytiques employées de son temps.

Combiné aux oxydes métalliques et formant des sels qu'on désigne sous le nom de *sulfates*, l'acide sulfurique est très-commun dans la nature. Il n'en est pas de même lorsqu'il est à l'état de liberté ; car, outre que les circonstances de sa formation sont très-peu nombreuses, il a une trop grande affinité pour les bases pour qu'on en trouve jamais de grandes quantités à l'état pur. On l'indique seulement dans quelques grottes, distillant de leurs voûtes, ou dans les eaux de quelques sources ou rivières. Presque toutes les sources qui coulent dans le voisinage des volcans de l'Amérique du Sud, contiennent de l'acide sulfurique libre ; tels sont entre autres, d'après MM. de Humboldt et Boussingault, le *Rio Vinagre* ou *Pasambio,* originaire du volcan de Puracé dans les Andes, la source de Ruiz qui sort du Paramo de Ruiz, volcan de la Nouvelle-Grenade dans la Cordillière centrale, les belles cascades de Genoi, près du cratère de Pasto, dans la même région (1). Leschenault, naturaliste français, a rapporté de l'acide sulfurique qu'il avait puisé dans un lac qui occupe le sommet du mont Idienne, à Java. M. Landerer a constaté, en 1851, la présence du même acide dans l'eau de mer qui baigne les îles volcaniques de l'Archipel grec, notamment Mylos et Santorin (2). Enfin dans le comté de Genessée (États-Unis), il y a des sources très-chargées de cet acide, au point qu'elles coagulent le lait.

Il existe dans le commerce deux sortes d'acide sulfurique :

1° L'acide sulfurique proprement dit, nommé *huile de vitriol* ou *acide anglais ;*

2° L'acide fumant de Saxe ou de Nordhausen.

Examinons-les successivement.

---

(1) L'eau du Rio-Vinagre contient 1gr.,11 d'acide sulfurique par litre ; celle du Ruiz, dont la température est de + 69° 4 centigrades, en renferme 5gr.,181, c'est-à-dire près de 5 fois autant.

(2) Les navires de guerre doublés de cuivre se rendent dans la baie de Santorin afin d'y dépouiller leur carène de l'oxyde ou vert-de-gris par la présence de ces sources volcaniques qui sont acides. En effet, après quelques jours de mouillage et si la mer est agitée par le vent, le cuivre devient poli comme s'il était neuf. Il est clair que l'oxyde, le sous-chlorure et le carbonate de cuivre adhérant au doublage, se dissolvent et se transforment en sulfate de cuivre. Indépendamment de leur utilité aux bâtiments, les eaux acides de Santorin sont très-conseillées pour la guérison de différentes maladies de la peau et procurent des cures inespérées.

### I. — ACIDE SULFURIQUE ORDINAIRE OU HUILE DE VITRIOL.

Il se présente sous la forme d'un liquide incolore, inodore, d'une consistance oléagineuse. Sa saveur est des plus acides ; aussi est-ce un caustique violent qui brûle et ronge tous les tissus en les colorant en noir. A de très-petites doses, il détermine assez promptement la mort des animaux, qui succombent en proie aux douleurs les plus aiguës (1).

Une goutte suffit pour rougir une grande quantité de teinture de tournesol.

Dans son plus grand état de concentration, il marque 66 degrés à l'aréomètre de Baumé, ce qui correspond à une densité de 1,845 à la température de + 15 degrés.

Dans cet état, il retient toujours de l'eau en combinaison ; sur 100 parties en poids, il est formé de :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide sulfurique sec ou anhydre .. | 81,68 | = | Soufre.... | 32,78 |
| | | | Oxygène .. | 48,90 |
| Eau de combinaison ............ | 18,32 | | | |
| | 100,00 | | | |

C'est donc un composé à proportions constantes d'eau et d'acide sec, qu'on nomme en chimie *acide sulfurique hydraté* ou *monohydraté*. Ce composé est très-stable, puisqu'il bout à + 325° et distille sans éprouver aucune altération. Ce n'est qu'à une température rouge qu'il est décomposé et transformé en :

2 volumes de gaz acide sulfureux ;
1 volume d'oxygène ;
2 volumes de vapeur d'eau.

Exposé à un froid de — 34 degrés, il cristallise en prismes réguliers à 6 pans. Mais lorsqu'il marque 62 degrés à l'aréomètre, et alors il renferme 29 p. 100 d'eau, il se congèle à + 4 degrés et laisse déposer de beaux cristaux volumineux et transparents.

Je vous ai déjà dit plusieurs fois que l'acide sulfurique a une très-grande affinité pour l'eau, et c'est pour cette raison qu'on en imbibe les fragments de pierre-ponce à travers lesquels on fait

(1) Dans les empoisonnements par l'acide sulfurique, qui sont très-communs parmi les ouvriers, il faut tout de suite administrer aux malades une grande quantité d'eau, ou du lait, ou de l'huile d'olives, ou de l'eau de savon, et mieux encore de la magnésie caustique délayée dans l'eau ou dans de l'huile, afin d'étendre et de neutraliser l'acide, en même temps qu'on provoque des vomissements pour en opérer le rejet.

passer les gaz que l'on veut dessécher complétement. Placé dans une atmosphère saturée d'humidité, il absorbe 15 fois son propre poids d'eau, si l'on a soin de mêler souvent les diverses couches du liquide et de prolonger suffisamment l'expérience. Conséquemment, pour le conserver dans son état de concentration, il faut le renfermer dans des vases bouchés à l'émeri. Cette précaution est encore indispensable pour éviter qu'il ne se colore ; car il devient bientôt brun au contact de l'air. Cet effet dépend de ce que les poussières organiques, qui flottent sans cesse dans l'atmosphère, tombent dans cet acide et sont promptement décomposées et charbonnées par lui.

La cause de cette destruction dépend de la grande affinité de l'acide pour l'eau. Il détermine la réunion, sous forme d'eau, de l'hydrogène et de l'oxygène de ces substances, et donne naissance à un acide très-riche en carbone, fortement coloré, *l'acide Ulmique*, qui reste en suspension dans le liquide et le colore, ainsi que je l'ai découvert. Les auteurs ont donc tort de dire que c'est le carbone des matières organiques qui est mis à nu. Si l'on plonge quelques fragments de paille ou des allumettes dans l'acide concentré, le phénomène de coloration a lieu sur-le-champ.

Ainsi étendu d'eau et coloré, l'acide sulfurique est ramené à son point primitif de concentration et décoloré, lorsqu'on le chauffe dans un vase jusqu'à ce qu'il commence à produire des vapeurs blanches. L'eau étrangère se volatilise, en même temps qu'il se dégage des acides sulfureux et carbonique, qui proviennent de la désoxygénation partielle d'une portion de l'acide par le charbon de l'acide ulmique. Je vous ai montré, dans la dernière leçon, que de l'acide sulfurique chauffé sur du charbon se trouve ramené par ce dernier à l'état d'acide sulfureux.

La plupart des autres corps simples agissent de même sur lui.

L'acide sulfurique est miscible à l'eau en toutes proportions. Lorsqu'on en verse peu à peu dans ce liquide, il coule à travers comme un sirop et gagne promptement la partie inférieure, en raison de sa plus grande densité. Aussitôt qu'on agite pour mêler les deux couches superposées, la combinaison s'opère instantanément avec un grand dégagement de chaleur. Celui-ci est proportionnel à la quantité d'acide mis en contact avec l'eau. Ainsi, parties égales des deux liquides produisent une élévation de température de + 95 degrés centigrades, tandis que 4 parties d'acide et 1 partie d'eau font monter le thermomètre jusqu'à + 120 degrés, c'est-à-dire au delà du point d'ébullition de l'eau. Vous ne serez donc pas surpris d'apprendre, d'après cela, que Lavoisier et Laplace aient trouvé qu'en mêlant 734 grammes d'eau et 979 grammes d'acide sulfurique concentré, il se produise assez de chaleur pour fondre 1$^{kil.}$, 529 de glace.

La glace ou la neige mêlée à l'acide sulfurique, dans certaines proportions, se fond très-promptement, et produit tantôt beaucoup de chaleur, tantôt beaucoup de froid. Une partie de glace avec quatre parties d'acide concentré donnent un liquide dont la température parvient rapidement jusqu'à + 100 degrés. Avec 4 parties de glace pour 1 partie d'acide, on obtient, au contraire, un abaissement de température de — 20 degrés. Ces phénomènes, en apparence contradictoires, se comprennent aisément. Réfléchissez que l'acide, avec peu d'eau, forme une combinaison qui, comme toutes les combinaisons chimiques, est accompagnée d'un développement de chaleur, tandis que la glace a besoin, pour se liquéfier, d'absorber beaucoup de calorique et elle en prend au corps avec lequel elle est en contact. Dans le cas que nous examinons, c'est à l'acide sulfurique qu'elle en enlève. Suivant les proportions respectives de l'acide et de la glace, l'un des deux effets indiqués doit l'emporter sur l'autre; d'où il résulte tantôt de la chaleur, tantôt du froid.

A mesure que l'acide sulfurique s'affaiblit par son mélange avec l'eau, sa densité diminue et s'approche de plus en plus de celle de ce dernier liquide; en même temps son point d'ébullition s'abaisse graduellement, sans toutefois descendre jusqu'à + 100 degrés.

Vauquelin et Darcet ont publié des tables très-commodes pour les industriels, qui indiquent les quantités relatives d'eau et d'acide contenues dans l'acide du commerce, à divers degrés de l'aréomètre de Baumé ou à diverses densités, à la température de + 15 degrés. Parker et le docteur Ure en ont dressé de semblables. Mais en comparant toutes ces tables entre elles, on est frappé des divergences qu'elles présentent.

Ces divergences, peu importantes peut-être, lorsqu'il ne s'agit que de de la valeur vénale de l'acide sulfurique, ont le grave inconvénient, lorsqu'on doit déterminer la valeur des potasses, des soudes, des borax, de donner lieu à des résultats différents entre les plus habiles opérateurs qui obtiennent des titres tantôt supérieurs, tantôt inférieurs aux titres réels.

M. Bineau, de Lyon, voulant remédier à cet état de choses, a dressé lui-même, en 1848, un tableau représentant la valeur exacte des dilutions aqueuses de l'acide sulfurique monohydraté, c'est-à-dire à 66 degrés.

Il faut savoir, toutefois, que les bons acides du commerce contiennent ordinairement 5 p. 100 d'eau en excès.

Il est alors préférable, pour plus d'exactitude dans les essais commerciaux, de prendre cette composition pour point de départ, et de considérer l'acide commercial ordinaire comme renfermant les 95/100 de son poids d'acide monohydraté.

Voici, en conséquence, les tables correspondantes des deux acides :

RICHESSE DES DISSOLUTIONS AQUEUSES D'ACIDE SULFURIQUE SUIVANT LEUR DENSITÉ, d'après M. Bineau.

| DENSITÉ DES MÉLANGES à + 15°. | DEGRÉS A L'ARÉOM. DE BAUMÉ à + 15°. | ACIDE MONOHYDRATÉ sur 100. | ACIDE COMMERCIAL ORDINAIRE sur 100. |
|---|---|---|---|
| 1,032 | 4,5 | 5 | 5,26 |
| 1,068 | 9,2 | 10 | 10,52 |
| 1,106 | 13,9 | 15 | 15,78 |
| 1,144 | 18,1 | 20 | 21,04 |
| 1,182 | 22,2 | 25 | 26,30 |
| 1,223 | 28,2 | 30 | 31,57 |
| 1,264 | 30,1 | 35 | 36,84 |
| 1,306 | 33,8 | 40 | 42,08 |
| 1,351 | 37,5 | 45 | 47,36 |
| 1,398 | 41,1 | 50 | 52,60 |
| 1,448 | 44,7 | 55 | 57,89 |
| 1,501 | 48,2 | 60 | 63,14 |
| 1,557 | 51,6 | 65 | 68,42 |
| 1,615 | 55,0 | 70 | 73,68 |
| 1,675 | 58,2 | 75 | 78,94 |
| 1,734 | 61,1 | 80 | 84,16 |
| 1,786 | 63,5 | 85 | 89,47 |
| 1,822 | 65,1 | 90 | 94,72 |
| 1,838 | 65,8 | 95 | 100,00 |
| 1,842 | 66,0 | 100 | 105,20 |

Je devrais maintenant vous dire à l'aide de quels procédés on obtient l'acide sulfurique ordinaire dont je viens d'exposer les caractères les plus saillants. Mais je préfère ne traiter cette question qu'après l'étude des acides de l'azote, parce que la connaissance de ces derniers composés est indispensable pour bien comprendre la théorie de cette importante fabrication.

### II. — ACIDE SULFURIQUE DE SAXE.

C'est un liquide oléagineux, très-acide, corrosif au suprême degré, presque toujours coloré légèrement en brun à cause des matières organiques qu'il a charbonnées accidentellement. Il laisse échapper des fumées blanches lorsqu'on le met au contact de l'air.

Sa densité est de 1,89 à 1,90. Il marque habituellement 67 degrés au pèse-acide.

Il se congèle par le froid bien plus facilement que l'acide ordinaire et il se prend en cristaux lamelleux, cassants et non tenaces.

Projeté dans l'eau, il détermine le même effet qu'un fer rouge. Il entre en ébullition à + 40 ou 50 degrés. Si on le chauffe doucement dans une cornue en verre (*fig*.63) dont le col effilé vient s'engager dans un grand tube en U, maintenu au milieu d'un mélange réfrigérant, il donne, comme produit, une matière blanche, opaque, se déposant dans le tube en longs cristaux aiguillés, d'un éclat soyeux, ressemblant beaucoup à l'amiante. C'est de l'acide sulfurique *anhydre* ou privé d'eau.

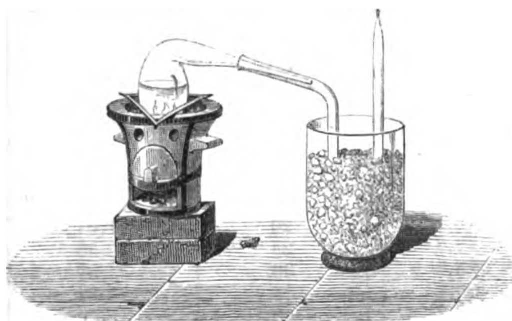


*Fig*. 63.

Cet acide solide et pur a la composition suivante :

| | |
|---|---|
| Soufre................................. | 40,00 |
| Oxygène................................ | 60,00 |
| | 100,00 |

On peut aussi le représenter par une combinaison de :

2 volumes de gaz acide sulfureux;
1 volume d'oxygène.

Mais il est très-difficile de conserver l'acide solide. Il se réduit complétement en vapeurs blanches à la température de + 30 degrés. Il attire l'humidité de l'air avec une très-grande force, aussi répand-il d'épaisses vapeurs au contact de ce fluide; il prend alors la forme liquide et se change en acide sulfurique ordinaire ou monohydraté, qu'il est impossible, par la chaleur ou par tout autre moyen, de ramener à l'état d'acide anhydre et solide. Quand on le projette dans l'eau, il fait entendre un bruit analogue à celui d'un fer rouge qu'on mouille.

L'acide de Saxe doit toutes ses propriétés à sa composition spéciale; il est constitué par un mélange d'acide anhydre et d'acide monohydraté ou huile de vitriol; il contient, mais accidentellement, de l'acide sulfureux. En somme, il ne renferme que 10 à 11 p. 0/0 d'eau, et 100 parties de cet acide équivalent à 110 parties d'huile de vitriol.

C'est d'abord à Nordhausen, petite ville de Saxe, qu'on a com-

mencé à fabriquer en grand l'acide sulfurique fumant par la calcination de la couperose ou sulfate de fer. Mais depuis une quarantaine d'années, les anciennes fabriques de Saxe ont succombé devant la concurrence des nombreuses usines qui se sont élevées en Bohême; c'est de ces usines qu'est expédié à Nordhausen l'acide qui est exporté, sous le nom de cette localité, dans les autres parties de l'Allemagne, en France et en Angleterre.

Il est notamment employé de préférence à l'huile de vitriol pour la préparation du carmin d'indigo et de la dissolution de l'indigo qui sert à la teinture des laines en ces nuances qu'on désigne sous les noms de *bleu* et *vert de Saxe*. Tandis qu'il faut 7 à 8 parties d'huile de vitriol pour dissoudre une partie d'indigo, 3 à 4 parties d'acide de Nordhausen suffisent, en raison de l'acide anhydre qu'il contient; la solution est plus parfaite, elle contient moins d'acide, et de plus, comme ce dernier ne renferme jamais en mélange aucun des composés de l'azote, ce qui arrive fréquemment pour l'acide sulfurique hydraté, on est certain de ne pas attaquer et détruire d'indigo, que ces composés de l'azote convertissent instantanément en une substance jaune.

En Bohême, notamment aux environs de Carlsbad, pour fabriquer l'acide fumant on tire parti des eaux-mères incristallisables provenant de la préparation de la couperose au moyen des argiles pyriteuses; on évapore ces eaux-mères et on chauffe assez le résidu pour le convertir en sous-sulfate de peroxyde de fer. En le chauffant au rouge en vase clos, l'acide se sépare de l'oxyde et distille. Si le sel était entièrement sec, il ne se dégagerait que de l'acide anhydre, mais comme il est difficile d'atteindre à ce résultat, il se trouve toujours dans les produits de la distillation une certaine quantité d'acide sulfurique hydraté; il passe aussi un peu d'acide sulfureux.

La calcination s'opère dans des cornues en terre (*fig*. 64) A,A, de petites dimensions, placées sur trois étages, les unes à côté des autres, au nombre de deux cents, dans un four de galère chauffé par trois foyers. Chaque cornue est mise en communication par son col avec un récipient en terre B,B, qui repose, en présentant une forte inclinaison, sur un banc de briques qui règne dans toute la longueur du four. Dans les récipients, on met un peu d'huile de vitriol pour mieux absorber les vapeurs qui sortent des cornues.

Les deux cents cornues, dans chacune desquelles le sulfate de fer a été introduit au moyen d'une sorte de cuiller en fer, ne contiennent que 225 à 250 kil. de sel. Une opération dure quarante-huit heures; elle produit 100 à 110 kil. d'acide fumant. Les récipients qui reçoivent l'acide servent pour quatre distillations. Quand l'opération est terminée, on enlève le peroxyde de fer qui reste dans les cornues, au moyen d'une

petite curette en fer. Cet oxyde se vend sur place 2 fr. 25 le quintal métrique; il prend le nom de *colcothar* ou de *rouge de Prusse*; il sert dans la peinture commune et pour le polissage des glaces.

Les 100 kil. d'acide fumant se vendent sur les lieux 23 fr.; arrivés en France, ils valent 140 à 150 fr., à cause des droits élevés à l'importation, des frais de transport, de casse, de commission, etc. On en importe, année commune, 30,000 kil.

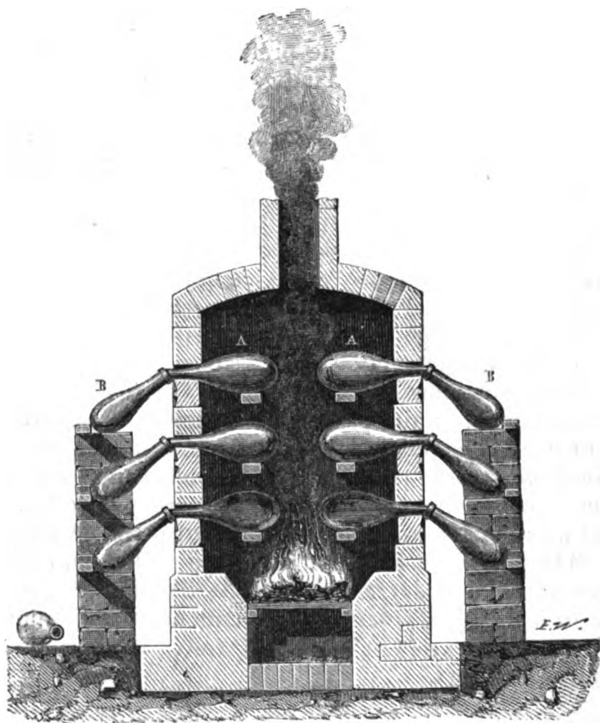



*Fig.* 64.

On en fabrique, aux environs de Paris, une certaine quantité, en calcinant du bisulfate de potasse ou de soude préalablement desséché. On ne recueille pas les premiers produits qui renferment beaucoup d'eau; les derniers sont, au contraire, très-riches en acide fumant. Le résidu, qui consiste en sulfate neutre de potasse ou de soude, est transformé de nouveau en bisulfate en le traitant par l'acide sulfurique ordinaire. La même quantité de sulfate peut donc servir indéfiniment. L'acide fumant, ainsi produit, se vend 1 franc le kilogramme. C'est encore beaucoup trop cher.

Il ne nous reste plus à étudier que le composé acide du soufre et de l'hydrogène. Ce sera un des sujets de la prochaine leçon.

---

# HUITIÈME LEÇON

## DES ACIDES DU SOUFRE (SUITE). — DU PHOSPHORE.

SOMMAIRE. — De l'*acide sulfhydrique* ou *hydrogène sulfuré*. — Distinction des acides en *oxacides* et *hydracides*. — Action meurtrière de l'acide sulfhydrique. Applications qu'on a faites de cette action à la destruction des animaux nuisibles. — Étude du PHOSPHORE. — Circonstances curieuses de sa découverte. — Ses caractères. — *Phosphore rouge*. — Composés qu'il forme avec l'oxygène et l'hydrogène. — Origine des feux follets. — Pâte phosphorée pour la destruction des rats.

### De l'Acide Sulfhydrique.

Les chimistes, après avoir longtemps erré sur la nature des acides, admirent, Messieurs, sur l'autorité de Lavoisier, que l'oxygène était le principe acidifiant, et que tous les acides étaient le résultat de l'oxygénation des corps combustibles. Cette opinion régna jusqu'à l'époque des travaux remarquables de Gay-Lussac et Thenard sur le chlore, c'est-à-dire jusqu'en 1812. Longtemps avant, cependant, dès 1794, Berthollet avait essayé de démontrer que Lavoisier avait trop généralisé sa théorie, et que l'acidité n'est pas toujours due à l'oxygène, en faisant voir que *l'hydrogène sulfuré,* qui jouit bien réellement des propriétés d'un acide, est uniquement formé de soufre et d'hydrogène. La découverte de la nature chimique de l'acide muriatique, dans lequel on ne trouva que du chlore et de l'hydrogène, celle postérieure de composés analogues, formés seulement de principes combustibles, ont convaincu les chimistes modernes que si l'oxygène jouit à un haut degré de la faculté de produire l'acidité dans un grand nombre de corps, cette faculté ne lui est pas exclusivement réservée, puisqu'elle se montre d'une manière très-énergique dans le chlore, le soufre et plusieurs autres éléments.

Les acides binaires ont été partagés, d'après ces idées, en deux classes : les OXACIDES, ceux dont le principe acidifiant est l'oxy-

gène, et les HYDRACIDES, ceux qui renferment de l'hydrogène. Cette dernière désignation est vicieuse, car elle fait croire que l'hydrogène est le principe acidifiant et qu'il remplit, par conséquent, dans ces acides, le rôle que joue l'oxygène dans les premiers. Cela n'est pas, puisque c'est lui qui est, au contraire, acidifié par l'autre élément. Toutefois, cette division est commode, et nous nous en servirons.

L'hydrogène sulfuré est donc un *hydracide*. C'est pour cela qu'on l'a appelé d'abord ACIDE HYDROSULFURIQUE, nom qui est définitivement changé en celui plus correct d'ACIDE SULFHYDRIQUE.

Il a été observé d'abord par Cartheuser et Baumé, et étudié avec soin, en 1773, par Rouelle jeune, et, en 1777, par Schèele. Longtemps il fut connu sous le nom d'*air puant*, à cause de son odeur infecte.

Voici quelle est sa composition :

| | En volumes. | En poids. |
|---|---|---|
| Soufre.................. | 1/6 volume. | 94,18 |
| Hydrogène............... | 1 volume. | 5,82 |
| | 1 volume. | 100,00 |

Cet acide est toujours libre dans la nature; mais il ne s'y trouve jamais en grande quantité. Il existe dans quelques eaux sulfureuses (1). Il se dégage d'une manière permanente des entrailles de la terre, dans les localités volcaniques, notamment aux environs du lac d'Agnano, et sur toute la surface de la solfatare de Pozzuolo, où il constitue ce qu'on appelle les *fumerolles;* ce sont des fumées plus ou moins visibles, produites par de l'eau et du soufre divisé qui résultent de la décomposition, par l'oxygène atmosphérique, du gaz acide sulfhydrique s'échappant de petites fentes ou de trous souvent imperceptibles du terrain. — Toutes les fois qu'on perce des puits artésiens dans les bancs de marne ou d'argile, il se dégage en abondance du gaz hydrogène sulfuré. C'est ce qu'on a observé dans tous les environs de Paris. En 1833, à Gajarino, près Conegliano, gouvernement de Trieste, il sortit d'un puits que l'on forait, et qui avait alors une profondeur de 28 mètres, une si grande masse d'hydrogène sulfuré, qu'il en résulta de violentes éruptions de boue sableuse, et une colonne de flammes de plus de 2 mètres de large et de 10 mètres de hauteur.

Le même gaz se forme incessamment sous nos yeux dans une foule de circonstances. En effet, c'est un des produits constants de la putréfaction des matières organiques qui renferment du soufre au nombre de leurs éléments. De là son dégagement permanent dans les fosses d'ai-

(1) La plupart des eaux *sulfureuses* ou *hépatiques* doivent leurs propriétés, non à l'hydrogène sulfuré, mais à d'autres composés du soufre qu'on appelle *sulfures de sodium, de calcium et de magnésium.*

sances, dans les charniers infects où l'on rassemble les immondices des villes, dans la vase des marais et des fossés, dans les canaux où séjourne l'eau de mer. C'est ce gaz qu'exhalent les œufs pourris. Il se forme encore dans les intestins de l'homme et des animaux, par suite de la digestion; aussi fait-il constamment partie des gaz qui remplissent ces viscères à toutes les époques de la vie. — Il prend aussi naissance dans les eaux soustraites au contact de l'air, et qui contiennent tout à la fois des matières organiques et du sulfate de chaux ou plâtre, dont la réaction mutuelle détermine la formation de sulfure de calcium, et par suite d'hydrogène sulfuré. C'est pour cette raison que les eaux naturelles se putréfient dans les citernes mal construites, dans les tonneaux fermés, etc. Le même phénomène se produit dans les environs des eaux stagnantes et salées où se trouvent des matières organiques et des sulfates; il s'en dégage incessamment de l'acide sulfhydrique. C'est ce qui arrive constamment dans les maremmes de l'Italie, aux embouchures de plusieurs rivières sur la côte occidentale de l'Afrique, et il est assez rationnel de supposer que l'hydrogène sulfuré joue un grand rôle dans le développement de la *mal aria* ou *mauvais air*, fléau qui rend ces localités si dangereuses pour l'homme.

D'après tout ce qui précède, on ne peut révoquer en doute la présence constante de l'hydrogène sulfuré dans l'atmosphère. Sans contredit la plus grande partie de ce gaz, qui afflue dans l'air, se trouve peu à peu décomposée par l'oxygène; mais il en reste toujours assez pour produire certains effets qui démontrent incontestablement sa présence. Ainsi, la teinte grise, puis noire, que prennent à l'air toutes les peintures à l'huile: l'altération qu'éprouvent, au contact du même agent, les métaux, tels que l'or, l'argent, le cuivre, le plomb, soit dans leur couleur, soit dans leur texture, etc., sont des phénomènes dus à l'hydrogène sulfuré contenu dans l'air. C'est surtout le cuivre dont l'altération est la plus prompte et la plus prononcée. On en cite un exemple remarquable. La pointe entièrement faite de cuivre de la flèche d'un paratonnerre surmontant un des édifices de Paris s'est trouvée complétement transformée en *sulfure de cuivre*.

C'est certainement à cet hydrogène sulfuré atmosphérique qu'il faut rapporter l'origine du soufre qu'on rencontre dans une foule de végétaux, alors même qu'ils croissent dans des milieux dépourvus de soufre et de sulfates. L'hydrogène sulfuré, de même que l'acide carbonique, est absorbé par les plantes, puis, sous l'influence des forces vitales, décomposé en ses éléments, lesquels sont assimilés ou rejetés, suivant le besoin. D'après cela, l'hydrogène sulfuré devient un gaz aussi essentiel à la vie des plantes que l'acide carbonique.

Cet acide est gazeux, incolore comme l'air, pourvu d'une odeur forte et désagréable. Sa saveur est acide et sucrée tout à la fois. Il rougit légèrement le tournesol. Il est un peu plus lourd que l'air; sa densité est, en effet, de 1,19. Le décimètre cube pèse 1gr.,547.

Il éteint les corps en combustion. Il est irrespirable et tellement délétère, qu'on a peine à concevoir la rapidité de son action.

L'animal qui le respire pur tombe comme frappé par un boulet. Sa mort est presque aussi prompte lorsque le gaz est mêlé à beaucoup d'air. Il résulte, en effet, des expériences de Thenard et de Dupuytren, qu'un oiseau périt dans un air qui en contient seulement 1/1500 de son volume, qu'un chien de moyenne taille succombe dans un air qui renferme 1/1000 de ce gaz, et qu'un cheval s'abat en moins d'une minute dans une atmosphère qui est chargée de 1/250. Il n'est même pas nécessaire que les animaux respirent ce gaz pour être asphyxiés par lui, puisqu'il suffit, d'après Chaussier et Nysten, que leur corps ou seulement un de leurs membres soit plongé dans une atmosphère de ce gaz pur, pour qu'ils périssent en moins de 15 à 20 minutes.

C'est la présence de ce gaz dans les fosses d'aisances qui est la cause des funestes accidents qui n'arrivent que trop souvent aux malheureux ouvriers chargés d'en opérer la vidange. C'est ce gaz qu'ils appellent le *plomb*.

Faraday nous a montré le premier qu'on peut liquéfier le gaz acide sulfhydrique, en le soumettant à une pression de 17 atmosphères, à la température de + 8 degrés. C'est alors un liquide extrêmement fluide et plus léger que l'eau. M. Bussy a également liquéfié ce gaz par l'intervention du froid produit par l'évaporation de l'acide sulfureux anhydre. Enfin, en 1845, Faraday l'a solidifié par un froid de — 50 degrés et l'a obtenu sous la forme d'une substance blanche, translucide, se convertissant bientôt en une masse de cristaux confus semblables à ceux du sel marin.

Exposé à une chaleur rouge, ses deux élements, se séparent, au moins en grande partie. Néanmoins, ainsi que l'a constaté récemment M. Corenwinder, quand de l'hydrogène et de la vapeur de soufre se rencontrent, à la température de + 490 degrés, en présence de morceaux de pierre-ponce, ils donnent naissance à de l'acide sulfhydrique.

Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'orifice d'une cloche remplie de ce gaz, il prend feu, brûle avec une flamme bleue qui rappelle celle du soufre, et perd son odeur infecte. Mais celle-ci est remplacée par une odeur piquante d'acide sulfureux. Les produits de sa combustion consistent en eau et en acide sulfureux; mais comme l'air n'est point en proportion suffisante, la plus grande partie du soufre échappe à la combustion; aussi se dépose-t-il sur les parois de la cloche sous la forme d'une poudre jaune.

Il n'en serait pas ainsi, si l'on faisait brûler 1 volume d'hydrogène sulfuré avec 1 volume 1/2 d'oxygène. Il en résulterait 1 volume de vapeur d'eau et 1 volume d'acide sulfureux. En effet :

| | | |
|---|---|---|
| 1 volume d'acide sulfhydrique...... | = 1/6 vol. de vapeur de soufre | + 1 vol. d'hydrogène. |
| En ajoutant 1 vol. 1/2 d'oxygène qu'on peut ainsi répartir. | = 1 volume d'oxygène | + 1/2 vol. d'oxygène. |
| On a...... | 1 vol. d'acide sulfureux | + 1 vol. de vap. d'eau. |

Lorsqu'on opère cette réaction dans un flacon en verre d'un demi-litre, au moyen d'une bougie enflammée, il se produit une violente explosion.

La réaction et les produits sont tout autres, lorsqu'on place l'acide sulfhydrique mélangé d'oxygène ou d'air, en présence de certains corps poreux, et à une température de + 40 à 50 degrés seulement. Dans ce cas, il se forme de l'eau et de l'acide sulfurique.

Cette conversion de l'hydrogène sulfuré en ce dernier acide énergique, a lieu dans une infinité de circonstances naturelles, auprès des sources minérales sulfureuses, à Enghien, à Allevard, à Agnano près Naples, à Bagnères-de-Luchon, etc., mais nulle part le phénomène n'est plus apparent qu'aux bains sulfureux d'Aix en Savoie. Les rideaux qui, dans les piscines de cet établissement thermal, servent à isoler les malades, s'imprègnent en quelques semaines d'une si grande quantité d'acide sulfurique, que la toile qui les constitue en est profondément altérée, si bien qu'elle tombe en poussière au moindre frottement, si on n'a pas le soin de la laver fréquemment. Les vapeurs des eaux d'Aix ne contenant que de l'hydrogène sulfuré, il est bien évident que c'est à l'oxydation de ce gaz, au contact du linge qui fait office de corps poreux, qu'il faut rapporter la production de l'acide sulfurique qui attaque et ronge le tissu végétal.

L'eau dissout 3 fois son volume de gaz sulfhydrique, à la température de + 18 degrés. Cette dissolution a l'odeur et la saveur du gaz, sans en avoir les propriétés délétères, puisqu'elle est employée dans quelques maladies. Elle l'abandonne par l'ébullition ou par son exposition dans le vide. Elle s'altère assez promptement au contact de l'air, parce que l'oxygène brûle l'hydrogène d'une partie du gaz et fait déposer le soufre. Voilà pourquoi cette dissolution est toujours un peu trouble, et pourquoi les vases dans lesquels on la conserve présentent sur leurs parois un dépôt blanchâtre et pulvérulent de soufre.

Ce gaz attaque la plupart des métaux à la température ordinaire et les noircit. Cela provient de ce que le soufre qu'il contient se combine avec eux et donne lieu à des composés noirs, qu'on appelle *sulfures*. Les ustensiles d'argent, de cuivre, de plomb, d'étain, sont à chaque instant noircis, dans nos demeures, par

les exhalaisons d'hydrogène sulfuré qui viennent les frapper. Les peintures dans lesquelles il entre des composés métalliques éprouvent les mêmes effets. Presque toujours, lorsqu'on opère la vidange des fosses d'aisances, l'hydrogène sulfuré qui se répand dans les appartements altère et noircit les lambris peints, les tableaux, les bronzes, l'argenterie, les ustensiles de cuisine, au grand désespoir des propriétaires de ces objets. Les œufs pourris et même les œufs frais, qu'on fait cuire dans des vases d'argent, n'ont la propriété de noircir la surface de ceux-ci que parce qu'ils répandent toujours un peu d'hydrogène sulfuré. Tout le monde a remarqué ce fait.

Lorsque les métaux sont en dissolution dans les acides, ce gaz agit également sur eux, et les précipite sous forme de poudres colorées qui consistent en sulfures métalliques.

Les bateleurs de places publiques ont su tirer parti de cette propriété pour exciter l'étonnement et faire naître la crédulité chez le peuple qui les écoute avec tant de confiance. Ils plongent dans un vase contenant un peu de gaz sulfhydrique, des papiers blancs sur lesquels ils ont tracé à l'avance leurs oracles avec une légère dissolution d'un sel de plomb. A l'instant même, des caractères bruns apparaissent, comme par miracle, sur ces papiers. Ce résultat est dû, comme vous le devinez bien maintenant, à la production d'un sulfure noir de plomb dans toutes les parties du papier qui ont été imprégnées de la dissolution incolore du sel métallique.

C'est un effet analogue qui se produit sur le visage des personnes qui se servent du blanc de fard. Cette substance renferme de l'oxyde de bismuth. Or, celui-ci devient subitement noir, dès que les moindres émanations sulfureuses arrivent dans les appartements.

La chimie nous offre heureusement les moyens de nous préserver de l'action funeste et prompte de l'hydrogène sulfuré. Lorsqu'il existe dans l'atmosphère, il suffit d'y dégager un peu de chlore, qui, gazeux comme lui, se répand dans l'espace, et réagit complétement sur le gaz sulfuré, en s'emparant de son hydrogène et mettant le soufre en liberté.

Vous allez voir, Messieurs, ce phénomène se manifester à l'instant, lorsque j'aurai fait passer quelques bulles de chlore dans une cloche contenant de l'acide sulfhydrique. Les deux gaz vont disparaître, et les parois de la cloche se recouvriront de soufre divisé. L'eau de chlore, versée dans une dissolution d'hydrogène sulfuré, produit les mêmes effets.

C'est ainsi que les fumigations Guytoniennes désinfectent et purifient comme par enchantement les lieux empoisonnés par l'hydrogène sulfuré. Avant de laisser les ouvriers descendre dans

les fosses d'aisances ou les égouts pour les curer, on devrait toujours décomposer ce gaz si délétère, soit par des fumigations de chlore, soit par des aspersions, en tous sens, avec une dissolution de *chlorure de chaux*, ou même renouveler l'air des fosses et des égouts par un tuyau plongeant au fond de la cavité et en communication, par le haut, avec un fourneau rempli de charbons allumés.

Nous avons beaucoup de moyens d'obtenir à l'état de pureté le singulier composé dont je fais en ce moment l'étude. Je ne vous apprendrai aujourd'hui que le plus simple et le plus expéditif. Il consiste à mélanger 2 parties de limaille de fer avec 1 partie de fleur de soufre, et la quantité d'eau nécessaire pour faire une pâte que l'on chauffe doucement. Quand elle est devenue noire, il suffit de l'introduire dans un flacon et de la traiter avec de l'acide sulfurique étendu (*fig.* 65). Le gaz sulf-

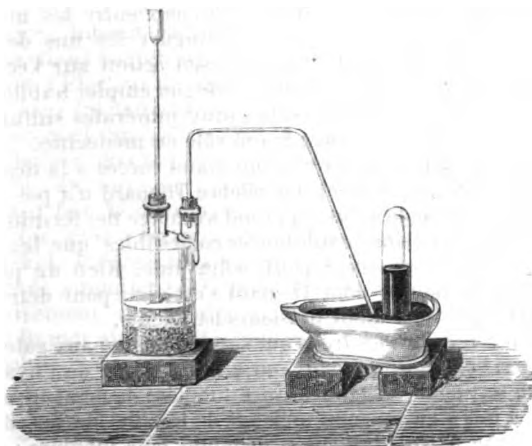
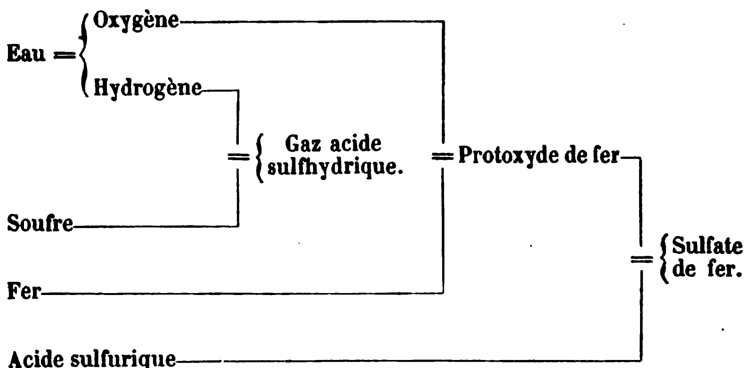


*Fig.* 65.

hydrique se dégage avec rapidité : on le reçoit sous des cloches pleines de mercure.

La théorie de cette opération est fort simple. L'eau est décomposée : son hydrogène se combine avec le soufre et donne lieu au gaz infect qu'on cherche à obtenir; son oxygène se porte sur le fer, l'oxyde, et le rend propre alors à s'unir à l'acide sulfurique. Le sel qui en résulte est la *couperose* ou *vitriol vert*, c'est-à-dire le *sulfate de fer*.

La légende suivante va vous faire mieux comprendre cette curieuse réaction :




Voilà ce qu'on appelle une THÉORIE CHIMIQUE.

Le gaz sulfhydrique est un réactif précieux entre les mains du chimiste, qui, par son aide, parvient à distinguer les uns des autres les métaux dissous dans les acides. Quoique son action sur l'économie animale soit si meurtrière, on a su obtenir de son emploi habilement dirigé des effets heureux pour la santé. Les eaux minérales sulfureuses naturelles et factices jouent un assez grand rôle en médecine.

A l'état de gaz, il peut servir avec un grand succès à la destruction des animaux nuisibles qui terrent. Le célèbre Thenard n'a pas dédaigné de s'occuper de cette application, au grand avantage des fermiers et de tous ceux qui ont des magasins de substances comestibles que les rats dévastent quelquefois avec une rapidité effrayante. Rien de plus facile à exécuter que le moyen dont Thenard s'est servi pour détruire des légions de rats qui infestaient plusieurs bâtiments.

Lorsqu'on a reconnu les trous qui servent d'issue aux galeries souterraines de ces hôtes incommodes, on y fait dégager de l'hydrogène sulfuré. On se sert pour cela de cornues tubulées de demi-litre, dans lesquelles on a mis à l'avance un mélange de limaille de fer, de soufre et d'eau. Un tube à trois branches surmonte leur tubulure : c'est par là qu'on verse peu à peu de l'acide sulfurique affaibli. Le col des cornues est engagé dans les trous où on l'assujettit avec du plâtre. Le gaz se dégage en abondance, se répand dans toutes les parties des terriers, et fait périr en peu d'instants les animaux qu'ils recèlent.

Si les trous de ces terriers sont en trop grand nombre, ce qu'il y a de mieux à faire, c'est de les boucher avec une légère couche de plâtre ou de terre glaise; les rats, en les débouchant, indiquent promptement leurs retraites et permettent d'opérer à coup sûr.

On peut appliquer ce procédé à la destruction des taupes, des mulots, des renards, des blaireaux, des fouines, des guêpes, et en général de tous les animaux nuisibles qui échappent à la poursuite du chasseur en se réfugiant dans des trous ou des cavités souterraines plus ou moins profondes (1).

(1) Au quatorzième siècle, Gaston Phœbus, comte de Foix, qui a publié un

## Du Phosphore.

Le PHOSPHORE est, parmi les corps simples, un des plus singuliers par l'ensemble de ses propriétés et sa manière d'être. Son nom, qui signifie *porte-lumière*, rappelle un de ses caractères les plus remarquables, celui de répandre de la lumière dans l'obscurité.

Son existence avait échappé aux anciens chimistes. En 1669, un marchand de Hambourg, du nom de Brandt, adonné à l'alchimie et poursuivant la recherche de la *pierre philosophale* afin de réparer les désastres de sa fortune, fut l'heureux auteur de cette découverte capitale qui, si elle ne l'enrichit pas, le sauva de l'oubli. Kunckel, chimiste très-distingué de Wittemberg (1), se trouvant par hasard à Hambourg, et ayant appris la découverte de Brandt, se mit en rapport avec lui, et fit tous ses efforts pour lui arracher le secret de la préparation de ce corps extraordinaire, luisant constamment dans l'obscurité; mais il ne put rien obtenir. Dans cet intervalle, ayant écrit à l'un de ses amis, Krafft, conseiller de l'Électeur de Saxe, s'occupant de sciences et notamment de chimie, pour lui faire part de toutes ces nouvelles, celui-ci, sans lui répondre, accourt immédiatement à Hambourg, et achète le secret pour 200 thalers (environ 800 francs), avec la condition expresse que Brandt ne le communiquera jamais à Kunckel. Retourné à Wittemberg, Kunckel fait de nouvelles instances auprès de Brandt, qui lui apprend à la fin qu'il a traité avec Krafft moyennant le plus profond silence. Kunckel, indigné de la conduite perfide de son ami, résolut alors de chercher le singulier corps dont les propriétés merveilleuses excitaient si vivement sa curiosité. Quoiqu'il ne sût rien autre chose du procédé de Brandt, sinon qu'il y employait de l'urine, il parvint enfin à en retirer le phosphore, dont il communiqua gratuitement le mode d'ex-

---

*Traité sur la chasse*, indique que pour enfumer un terrier on fait brûler à l'ouverture de celui-ci un paquet de soufre, d'orpiment et de myrrhe.

(1) Jean Kunckel de Lœwenstern, né vers 1612, était fils d'un chimiste de Holstein. L'un des premiers, il abandonna la fausse direction des alchimistes et employa la méthode expérimentale, laissant à d'autres le soin de faire des théories. La science lui est redevable d'une partie de ses progrès au dix-septième siècle. D'abord chimiste et pharmacien auprès des ducs Charles et Henri de Lauenbourg, il passa au service de Jean Georges II, électeur de Saxe, qui lui confia la direction de son laboratoire, à Dresde, avec des appointements considérables. Les intrigues de ses ennemis l'ayant obligé d'abandonner cette place, il se retira à Annaberg, près Wittemberg, où il occupa, pendant quelque temps, la chaire de chimie à l'université de cette ville. Plus tard, il se rendit, sur l'invitation de Frédéric-Guillaume, à Berlin, pour diriger les fabriques de verre et le laboratoire de l'électeur de Brandebourg. Ses économies lui permirent de faire l'acquisition d'une propriété seigneuriale, où il passa une partie de sa vie à faire des expériences de chimie pour son propre compte. Enfin, le roi de Suède, Charles XI, l'appela à Stockholm, lui conféra des titres de noblesse, avec la place de conseiller des mines du royaume. Il mourut en 1702.

traction à plusieurs personnes, et entre autres à Homberg, en présence duquel il fit l'opération, en l'année 1679.

On peut donc regarder ce chimiste laborieux comme le véritable auteur de la découverte de cet élément, car ce n'est point par hasard, comme Brandt, qu'il le trouva, mais à la suite d'un travail direct de plusieurs semaines. Le nom de *phosphore de Kunckel,* qui a été conservé presque jusqu'à nos jours à cette substance, prouve, ainsi que l'observe Lavoisier, que la reconnaissance publique se porte sur celui qui publie, plutôt que sur celui qui découvre, quand celui-ci fait mystère de sa découverte.

Il paraît qu'à la même époque, l'illustre Boyle retira, comme Kunckel, le phosphore de l'urine, après en avoir vu un petit morceau que Krafft avait apporté à Londres, pour le faire voir au roi (Charles II) et à la reine d'Angleterre. Krafft lui ayant dit que la principale matière de son phosphore était *quelque chose qui appartenait au corps humain,* Boyle se mit aussitôt à l'œuvre, et, après bien des tentatives inutiles, accompagnées d'une foule d'accidents malheureux, il parvint à obtenir de petits morceaux de la grosseur d'un pois, auxquels il donna le nom de *phosphore glacial.* Il publia son procédé en 1680, et pendant bien longtemps son préparateur, Godfrey Hankwitz, chimiste-apothicaire de Londres, fit le commerce du phosphore qu'il préparait très en grand; aussi ce corps fut-il appelé *phosphore d'Angleterre.*

Jusqu'en 1737, la fabrication du phosphore ne cessa d'être regardée comme un mystère. A cette époque vint à Paris un étranger qui s'offrit de donner un procédé qui avait un résultat constant. Le gouvernement lui accorda une récompense, et il l'exécuta avec un plein succès dans le laboratoire du Jardin des Plantes, devant des commissaires de l'Académie des Sciences. Hellot publia ensuite ce procédé dans les mémoires de l'Académie pour 1737, et Rouelle l'exécuta publiquement dans son cours de la même année.

Ce procédé consistait à évaporer à siccité de l'urine putréfiée, à chauffer jusqu'au rouge le résidu qu'on lavait ensuite pour en isoler les substances salines, à le faire sécher et à le soumettre dans des cornues de grès, à une très-forte calcination. Ces opérations longues et pénibles étaient en outre fort dispendieuses, puisqu'on ne retirait guère plus de 96 grammes de phosphore de 1000 litres d'urine; aussi ce corps était-il d'un prix très-élevé, et ne le voyait-on que dans les mains des gens les plus riches (1).

Gahn, chimiste suédois, l'ayant découvert en 1769, dans les os des animaux, Schèele, son compatriote et son ami, trouva bientôt un moyen facile de l'extraire en quantité assez considérable de la cendre de ces matières. C'est depuis cette époque que le phosphore est très-commun. Le procédé que l'on suit aujourd'hui dans les fabriques de produits chimiques est celui de Schèele, modifié et perfectionné par les chimistes fran-

(1) Alchild Bechil, alchimiste arabe du douzième siècle, parle, dans un petit traité manuscrit conservé à la Bibliothèque impériale de Paris, d'une escarboucle artificielle, ou d'une espèce de lave, obtenue par la distillation des urines avec de l'argile, de la chaux et des matières organiques charbonneuses. Il n'est pas impossible qu'en employant ce procédé, avec certaines précautions, Alchild Bechil ait extrait le phosphore, auquel il aurait donné le nom d'*escarboucle.*

çais. Lorsque je vous parlerai des os, je décrirai ce procédé, qui exige, pour être bien compris, des connaissances plus étendues que celles que vous possédez actuellement.

D'après ce qui précède, l'urine et les os renferment donc du phosphore. Il en existe également dans presque toutes les parties du corps des animaux, non pas libre, mais à l'état de combinaison. Tantôt il est principe accessoire des organes et sous forme de sels, comme dans les urines, les os, la chair, le sang, le lait. Tantôt il est principe essentiel et intimement uni aux quatre éléments constitutifs des matières animales, à savoir : l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote : c'est ainsi qu'il se trouve dans la substance du cerveau et des nerfs, dans la laitance, le foie et les œufs des poissons, dans les œufs des oiseaux, dans certains mollusques, tels que les huîtres, dans les éponges, dans la fibre musculaire des animaux parfaits. On rencontre aussi quelques-uns de ses composés dans les plantes et dans le règne minéral ; mais ils sont moins communs que chez les animaux. Cet élément n'existe point, d'ailleurs, à l'état de liberté dans la nature. Sa grande affinité pour l'oxygène s'y oppose.

Le phosphore pur a toutes les apparences de la cire blanche. Il en a, en effet, la demi-transparence, la couleur et la mollesse. Sa forme habituelle est celle d'un cylindre de la grosseur d'une plume à écrire. On la lui donne, dans le commerce, pour le manier plus facilement, en le coulant, lorsqu'il est fondu, dans des tubes de verre et l'y laissant refroidir. Ces cylindres, qui exhalent une légère odeur d'ail, peuvent être coupés facilement avec un couteau et pliés plusieurs fois en sens inverse sans se rompre.

C'est un des corps les plus fusibles, puisqu'il se liquéfie complétement à + 44° 2. Mais il ne se convertit en vapeurs, en vase clos, qu'à une température de + 290 degrés environ. La distillation du phosphore est, du reste, une opération fort dangereuse, et rarement elle est pratiquée dans les laboratoires.

Si, lorsque le phosphore est en pleine fusion dans un flacon rempli d'eau, ou mieux d'esprit-de-vin concentré, on agite continuellement le vase jusqu'à ce que le phosphore ait repris l'état solide, les particules du liquide, s'interposant entre celles du phosphore, empêchent ces dernières de se réunir, et on obtient alors une poudre jaunâtre assez fine. C'est là le seul moyen d'avoir le phosphore divisé.

Thenard a fait l'observation que le phosphore, exposé à environ + 70 degrés, devient noir lorsqu'on le refroidit subitement, reste transparent et incolore quand il se refroidit avec lenteur et acquiert quelquefois l'aspect de la corne par un refroidissement modéré.

D'un autre côté, conservé sous l'eau privée d'air, il devient opaque et farineux, à la lumière diffuse, tandis qu'à la lumière directe et vive du soleil, il se colore rapidement en rouge, sans prendre toutefois d'opacité. Cette coloration rouge se produit non-seulement sous l'eau, mais aussi dans l'hydrogène, dans l'azote, et même dans le vide.

Ces modifications sont d'une nature purement physique, puisque le phosphore, noir, blanc ou rouge, redevient incolore par la fusion et un refroidissement lent. Elles se rapprochent donc ainsi du phénomène de polymorphisme que nous présente le soufre dans ses différents états.

M. Schroetter, de Vienne, a trouvé, en 1849, le moyen de produire économiquement le *phosphore rouge*, dit *phosphore amorphe*, qui jouit de propriétés toutes nouvelles et bien précieuses.

C'est en soumettant le phosphore ordinaire, pendant dix jours, à une température de + 230 à 250 degrés, dans une atmosphère d'acide carbonique, qu'on obtient cette singulière transformation. Voici l'appareil qui permet de réaliser ces diverses conditions (*fig.* 66).

*a* Cornue en verre ou en grès, renfermant le phosphore (250 à 300 gram.), plongée dans un bain d'huile contenu dans une marmite en fonte *b*. Son col porte un tube

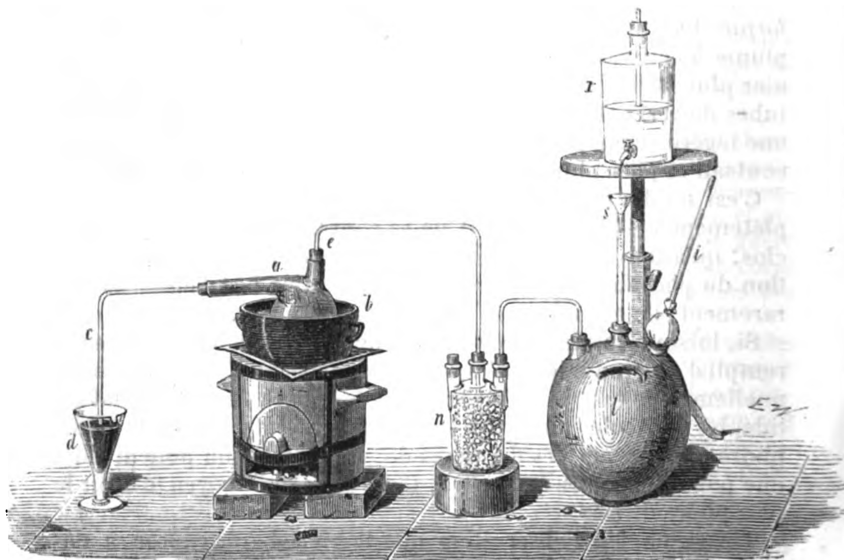



*Fig.* 66.

recourbé *c* dont l'extrémité plonge dans du mercure *d*; sa tubulure *e* la met en communication avec les vases d'où s'échappe le gaz acide carbonique. *l* Bon-

bonne en grès où se trouve de la craie délayée dans 4 parties d'eau. *r* Vase en verre à robinet servant de réservoir pour l'acide sulfurique qui tombe à volonté dans le tube à entonnoir *s* plongeant jusqu'au fond de la bonbonne. *i* Bâton maintenu par une vessie et qui sert d'agitateur pour faciliter et régulariser la réaction de l'acide sur la craie. *n* Flacon en verre rempli de ponce sulfurique pour dessécher le gaz carbonique. — On ne commence à chauffer le bain d'huile que lorsque l'air a été complétement chassé de l'intérieur de l'appareil par le gaz carbonique, dont le dégagement doit être continué pendant toute la durée de l'opération.

Au moyen d'un nouveau fourneau, s'alimentant de lui-même et se maintenant pendant toute la durée de l'opération à la température voulue, MM. Coignet, fabricants de produits chimiques à la Guillotière (Lyon), ont tellement perfectionné cette préparation, d'abord irrégulière et incertaine, qu'ils transforment facilement à la fois plusieurs centaines de kilogrammes de phosphore ordinaire en phosphore rouge, de manière à suffire à tous les besoins de la consommation la plus étendue.

On trouve dans la cornue où l'on a ainsi chauffé le phosphore une masse d'un rouge de cochenille, qui est un mélange de phosphore ordinaire et de phosphore rouge. On traite ce mélange par le sulfure de carbone qui dissout le premier et laisse le second sous la forme d'une poudre rouge. On fait ensuite bouillir cette poudre avec une dissolution de potasse moyennement concentrée, puis on la lave à l'eau pure.

Le phosphore rouge possède des affinités beaucoup plus faibles que le phosphore ordinaire; il se combine avec beaucoup moins d'énergie que ce dernier. C'est ainsi qu'on peut le conserver à l'air sans qu'il éprouve la moindre altération; l'oxygène ne peut même s'y combiner qu'à la température de 260 degrés, à laquelle il repasse, d'ailleurs, à l'état de phosphore ordinaire. Il ne répand aucune lueur dans l'obscurité à froid et commence seulement à émettre une faible lueur vers 200 degrés. — Il ne fond qu'à 250 degrés. Il est insoluble dans tous les véhicules qui dissolvent le phosphore ordinaire. Il n'a pas l'odeur fétide de ce dernier; sans émanations à la température ordinaire, il n'offre aucun danger de nécrose pour les ouvriers qui le préparent ou l'emploient; il ne paraît pas même avoir d'action toxique, puisqu'il a pu être administré à des chiens jusqu'à la dose énorme de 50 grammes sans produire le moindre accident. Le phosphore ordinaire cause rapidement la mort, à la dose de 2 grammes pour les chiens et de 3 centigrammes pour les moineaux.

La densité du phosphore rouge est de 2,106, tandis que celle du phosphore ordinaire est de 1,82 à 1,84.

Nous verrons plus tard tout le parti avantageux qu'on peut tirer du phosphore rouge. Revenons maintenant au phosphore ordinaire.

C'est surtout dans son contact avec l'oxygène ou l'air que le phosphore nous offre des particularités curieuses. A la température ordinaire, il répand dans l'air des vapeurs blanches d'une odeur alliacée, et une lueur blanchâtre, qui n'est visible que dans l'obscurité. Cette propriété est bien connue des enfants, qui s'amusent à tracer des caractères avec un bâton de phosphore sur des planches noires ou sur les portes des caves, qui brillent alors de cette lueur blafarde qu'on appelle *lumière ou flamme phosphorique*. Ce phénomène est dû à une combustion lente dont le produit consiste en deux acides qui s'exhalent sous forme de fumée blanche, en condensant la vapeur aqueuse de l'air. Ces acides sont nommés ACIDE PHOSPHORIQUE et ACIDE PHOSPHOREUX.

Il faut conclure de là que le phosphore possède une grande affinité pour l'oxygène. Elle est telle, en effet, que pour le conserver intact, on est obligé de le tenir plongé dans l'eau distillée bouillie, ou dans un gaz impropre à la combustion, tel que l'azote, l'hydrogène, etc. Même à + 1 degré ou à quelques degrés au-dessous de zéro, le phosphore brûle lentement dans l'air; et, dès qu'il est en masse un peu considérable, il s'échauffe bientôt assez pour s'enflammer vivement. Le même effet se produit par le frottement ou même par le simple contact d'un corps un peu rugueux, tel, par exemple, que du papier gris grossier: aussi le maniement de ce corps dans l'air n'est-il pas sans danger. Si on le tenait trop longtemps entre les doigts, sans le refroidir par l'immersion dans l'eau, la chaleur de la main en déterminerait promptement l'inflammation, et on courrait alors le risque d'être brûlé très-profondément. Un droguiste de Lyon est mort, en moins de vingt-quatre heures, des suites de nombreuses brûlures qu'il reçut en pesant, hors de l'eau, plusieurs kilogrammes de phosphore qui s'enflammèrent immédiatement.

A une température voisine de son point de fusion, le phosphore donne lieu à l'un des plus beaux effets de combustion, lorsqu'on le plonge après l'avoir allumé dans une petite coupelle, au sein du gaz oxygène (*fig.* 67). Le produit de cette combustion vive est de l'*acide phosphorique* pur, non mélangé d'*acide phosphoreux*, comme dans le cas de la combustion lente.

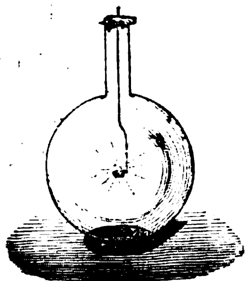


*Fig.* 67.

Lorsqu'on veut se procurer l'acide phosphorique, en même temps qu'obtenir le gaz azote pur, on pose sur une assiette placée sur la cuve à mercure (*fig.* 68) une petite coupelle bien sèche, dans laquelle on met des morceaux de phosphore essuyés;

on les allume et on recouvre le tout d'une grande cloche en verre, dont on a préalablement desséché l'air en y laissant séjourner, pendant plusieurs heures, un morceau de chaux vive. Il se produit alors une grande quantité de flocons blancs très-

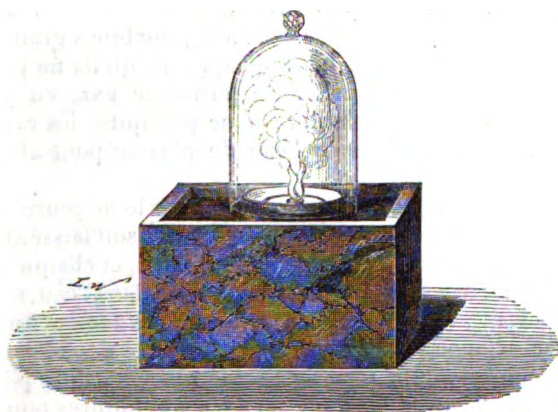


*Fig.* 68.

légers qui se déposent sur l'assiette et les parois de la cloche. Lorsque tout l'oxygène de l'air est absorbé par le phosphore, celui-ci s'éteint. Le gaz de la cloche est de l'azote, avec des traces d'acide carbonique et de vapeurs de phosphore; on le débarrasse de ces derniers en l'agitant dans un flacon avec une solution de potasse caustique. Quant à l'acide phosphorique formé, on s'empresse de rassembler les flocons et de les renfermer dans un vase sec et un peu chaud qu'on ferme hermétiquement.

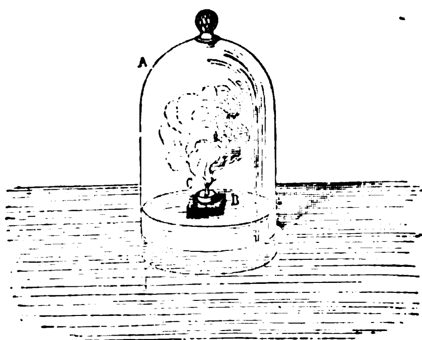



*Fig.* 69.

Habituellement dans les laboratoires, quand il ne s'agit que d'avoir du gaz azote, sans recueillir l'acide phosphorique formé dans cette combustion vive, on opère sur la cuve à eau. Dans ce cas, la coupelle au phosphore est placée (*fig.* 69), sur un fragment de liége B qui nage à la surface de la cuve, et on la recouvre d'une grande

cloche A pleine d'air, qu'on maintient avec la main pour qu'elle ne soit pas renversée par la dilatation que l'air intérieur éprouve par suite de la haute température développée par la combustion. Les flocons d'acide phosphorique se dissolvent à mesure dans l'eau, et, après quelques heures, le gaz de la cloche est redevenu transparent. Pour lui enlever les dernières traces d'oxygène on glisse sous la cloche, quelques grands cylindres de phosphore qu'on y laisse jusqu'à ce qu'ils ne paraissent plus lumineux dans l'obscurité. On purifie le gaz, en y faisant passer quelques bulles de chlore pour précipiter les vapeurs de phosphore, et on l'agite avec l'eau de potasse pour absorber le chlore et l'acide carbonique.

L'acide phosphorique neigeux, recueilli sur le mercure est à peu près *anhydre* ou privé d'eau ; mais pour peu qu'il soit laissé au contact de l'air pendant quelques instants, il s'humecte, et chaque flocon se transforme en une gouttelette liquide. Projeté dans l'eau, il produit, en s'y dissolvant, beaucoup de chaleur et un sifflement analogue à celui qu'occasionne l'immersion d'un fer rouge dans l'eau froide.

Cette affinité si prononcée de l'acide phosphorique pour l'eau est mise à profit journellement dans les laboratoires pour dessécher l'air et les gaz, pour s'emparer de l'eau contenue dans les matières organiques, etc. Alors, pour produire cet agent en plus grande quantité, on remplace le procédé que j'ai indiqué plus haut par le suivant qu'on peut exécuter d'une manière continue.

On fait choix d'un grand ballon B à trois tubulures (*fig.* 70) qu'on pose sur un trépied. Dans la tubulure supérieure F on place, au moyen d'un bouchon, un large tube G de 12 à 14 millimètres de diamètre intérieur, ouvert aux deux bouts, et qui descend jusqu'au centre du ballon. Une petite capsule de porcelaine *c* est attachée avec quelques fils de platine au-dessous de l'orifice inférieur de ce tube. A la tubulure de gauche E, on adapte un tube courbe recourbé qui perce le bouchon d'un flacon C plein de chaux vive en fragments; dans le même bouchon passe un tube K rempli de chlorure de calcium fondu ou de pierre ponce imbibée d'acide sulfurique. A la tubulure de droite H, on réunit, par le moyen du gros tube courbé *a*, un flacon vide A qui reçoit dans sa tubulure I un tube de cuivre D qu'on chauffe pendant toute la durée de l'opération avec de l'esprit de vin ou du charbon, afin de produire une aspiration d'air dans tout le système de l'appareil.

Lorsqu'on veut commencer l'opération, on détermine, à l'aide de cet aspirateur un courant continu d'air qui pénètre par le tube *d* et le flacon C où il se dessèche, et remplit bientôt tout l'appareil. Ensuite, par le tube G on fait tomber dans la capsule un morceau de phosphore bien essuyé que l'on enflamme par le contact d'un fil de fer rouge, puis on bouche l'ouverture supérieure. Le phosphore brûle et l'acide phosphorique produit se dépose, sous forme de neige, au fond du ballon; la petite portion que le courant d'air entraîne, s'arrête dans le flacon A.

Lorsque le premier morceau de phosphore a presque disparu, on en introduit un second et ainsi de suite, de sorte qu'on peut indéfiniment,

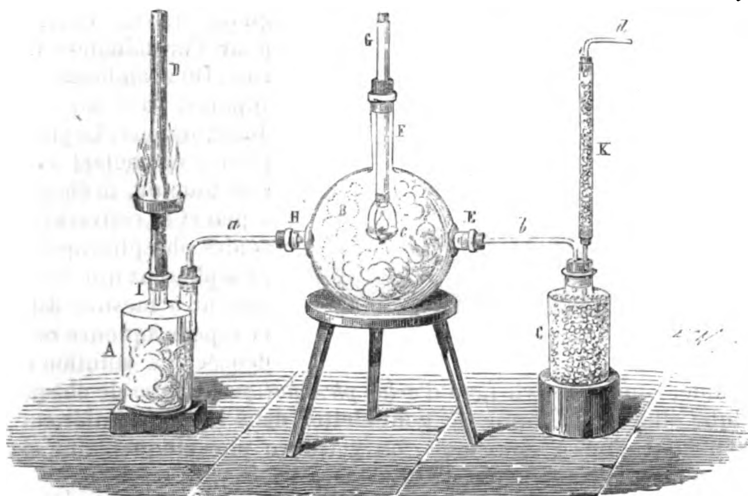



*Fig.* 70.

avec cet appareil, proposé en 1841 par M. Delalande, obtenir de l'acide phosphorique anhydre.

Alors même qu'il est dissous dans les corps gras, le phosphore n'a pas perdu sa propriété de brûler dans l'air. Homberg, le premier, à la fin du dix-septième siècle, a indiqué aux amateurs de fantasmagorie le moyen de simuler des spectres au visage de feu. Il suffit tout simplement de frotter la figure avec de la graisse ou de l'huile d'olive, dans laquelle on a fait dissoudre à chaud un sixième de phosphore. Cette expérience n'est pas dangereuse ; il faut seulement éviter de mettre de cette dissolution dans les yeux. Dans l'obscurité, la face brille de ce feu, sans flamme et sans éclat, qui appartient au phosphore; les yeux et la bouche forment au milieu de ce visage blafard des trous noirs et hideux, et l'ensemble est bien propre à glacer d'effroi les esprits timorés et superstitieux.

Lorsqu'on veut se procurer en certaine quantité le produit acide de la combustion lente du phosphore, on introduit des cylindres de ce corps dans de petits tubes en verre effilés à la lampe par une de leurs extrémités. On place ces tubes les uns à côté des autres dans un entonnoir en verre C qui repose sur un flacon D (*fig.* 71) propre et sec, et on pose celui-ci sur une assiette E couverte d'eau. On recouvre le tout d'une grande cloche en verre A

qui plonge dans l'eau de l'assiette et qui porte à sa partie supérieure une tubulure B qu'on laisse ouverte pour l'introduction de l'air. On abandonne cet appareil dans un coin du laboratoire. Le phosphore, en contact avec l'air humide, brûle peu à peu et se convertit en acides phosphorique et phosphoreux qui se dissolvent à mesure dans la vapeur aqueuse condensée. La solution liquide, connue sous le nom d'*acide phosphatique*, tombe de chaque tube effilé sous forme de gouttelettes dans le flacon inférieur. Au bout d'un à deux mois, on y trouve une cinquantaine de grammes d'acide étendu d'eau.

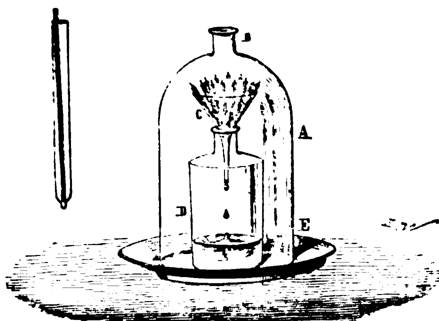


*Fig.* 71.

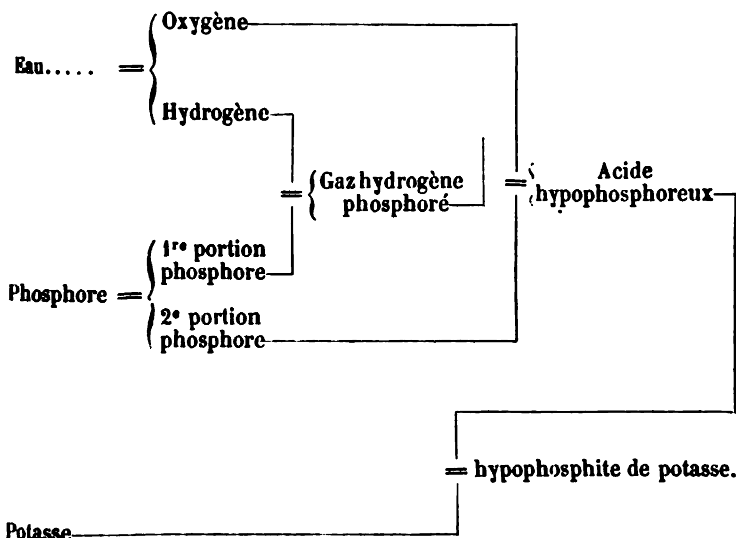
Si, au lieu de faire brûler le phosphore dans l'oxygène ou l'air, on le place sous une colonne d'eau bouillante, et qu'on dirige alors sur lui, à l'aide d'un tube effilé, un courant de gaz oxygène, il se forme non-seulement de l'acide phosphorique qui se dissout dans l'eau, mais encore du *phosphore rouge* qui apparaît en légers flocons au sein du liquide. Une combustion très-vive se manifeste dans l'eau, aussitôt que les bulles d'oxygène atteignent le phosphore fondu. Cette expérience fort belle vous démontre, Messieurs, que, quand les affinités entre deux ou plusieurs corps sont énergiques, l'ignition se détermine aussi bien sous l'eau que dans l'air, et que l'eau est impuissante, dans ce cas, à éteindre le feu.

Parmi les composés du phosphore, ceux qu'il forme avec l'hydrogène sont, sans contredit, les plus intéressants, à cause de leurs singulières propriétés et des circonstances dans lesquelles ils prennent naissance.

Dès 1669, Boyle, en travaillant à la découverte du phosphore, avait remarqué la production d'un gaz spontanément inflammable dans l'air, mais il n'en connut pas la nature. En 1793, Gengembre, chimiste français, obtint ce gaz particulier en faisant bouillir une lessive de potasse caustique avec moitié de son poids de phosphore, et en recevant le fluide élastique qui se forme dans ce cas sous des cloches pleines de mercure. Il s'assura que ce nouveau gaz est une dissolution de phosphore dans le gaz hydrogène, et il lui donna le nom de *gaz phosphorique*, que plus tard on changea en celui de GAZ HYDROGÈNE PHOSPHORÉ.

Dans l'opération de Gengembre, que je répète sous vos yeux, les deux principes de l'eau, en s'unissant chacun isolément à des proportions convenables de phosphore, donnent lieu tout à la fois à de l'hydrogène phosphoré et à un acide peu oxygéné, qu'on appelle **ACIDE HYPOPHOSPHOREUX**. Le premier composé prend la forme de fluide élastique et se dégage; le second reste dans la fiole, en combinaison avec la potasse, et constitue de l'*hypophosphite de potasse*.

Vous allez comprendre parfaitement cette réaction au moyen de la légende suivante :




Si, au lieu de recevoir dans un flacon plein de mercure le gaz qui se produit dans l'opération précédente, on le laisse sortir du tube de dégagement plongé sous l'eau (*fig.* 72), à peine les bulles sont-elles parvenues à la surface du liquide, qu'on les voit prendre subitement feu, avec une petite explosion, et émettre des vapeurs blanches qui s'élèvent dans l'air sous forme de couronnes. Rien n'est plus joli que ce phénomène. Ces élégantes couronnes, qui s'agrandissent peu à peu dans leur ascension, si l'atmosphère est tranquille, sont dues à de l'eau et à de l'acide phosphorique, résultant de la combinaison instantanée de l'oxygène de l'air avec les deux principes constituants du gaz.

Vous devez bien penser, Messieurs, que l'oxygène pur doit produire le même phénomène, et d'une manière encore plus énergique. Chaque bulle de *gaz phosphorique* qui arrive dans une

cloche pleine d'oxygène fait jaillir une lumière si vive, que la vue en est péniblement affectée. Il serait imprudent de faire passer

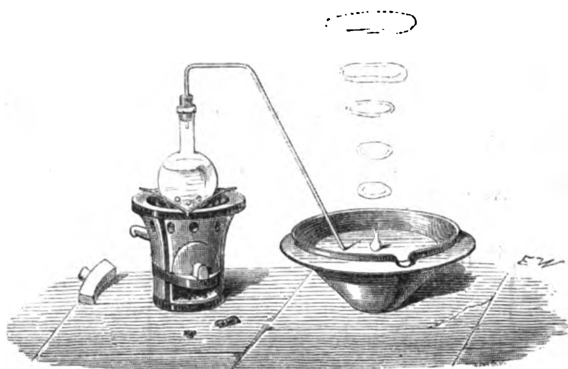


*Fig.* 72.

dans la cloche plusieurs bulles à la fois du gaz combustible : la réaction pourrait devenir assez violente pour chasser le vase des mains de l'opérateur.

Si l'on jette dans un verre plein d'eau (*fig.* 73) quelques morceaux du composé désigné sous le nom de *phosphure de calcium*, ce qui n'est, comme l'indique ce titre, qu'un composé de phosphore et du métal de la chaux, il se produit la même réaction que dans l'opération de Gengembre. De l'hydrogène phosphoré monte bientôt à la surface de l'eau, sous forme de petites bulles qui crèvent en prenant feu. Il en résulte une succession d'éclairs ou de lames de feu, qui ne cessent d'apparaître que lorsque tout le *phosphure de calcium* est détruit. Cette expérience n'étonne pas moins les personnes étrangères à la science que la combustion vive du phosphore au sein de l'eau.

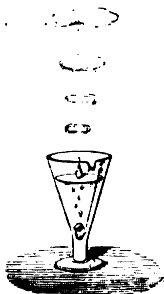


*Fig.* 73.

Peu de temps après la découverte du phosphure de calcium, Schmeisser, professeur de chimie à Hambourg, se trouvant à Londres, fit voir, dans une leçon publique, la décomposition de ce corps par son immersion dans l'eau, et la combustion spontanée du gaz hydrogène phosphoré qui en résulte. « Il faudra, s'écria un des spectateurs, renvoyer tous ces Allemands, sans quoi ils finiront par mettre le feu à la Tamise ! »

Le singulier gaz qui nous occupe a une saveur amère et une odeur fétide qui a quelque ressemblance avec celle de l'ail ou du poisson pourri. Il perd son inflammabilité lorsqu'on le mêle

avec 5 fois son volume d'hydrogène, ou avec de l'acide carbonique, de l'azote ou d'autres gaz; il la perd également, surtout à la lumière, lorsqu'on le conserve sur l'eau ou sur le mercure, et, dans ce cas, il laisse déposer une matière granuleuse jaunâtre, qui n'est autre chose qu'un *phosphure d'hydrogène solide*, contenant beaucoup plus de phosphore que le phosphure d'hydrogène gazeux.

On obtient immédiatement ce gaz, non spontanément inflammable, en projetant du phosphure de calcium, non dans l'eau, mais dans de l'acide chlorhydrique concentré. Il se forme alors, en même temps que le gaz, une quantité considérable de phosphure solide, qui reste en suspension dans l'acide sans y subir d'altération. C'est ce même gaz que sir H. Davy recueillit, en 1812, en chauffant une dissolution concentrée d'acide phosphoreux.

Jusque dans ces derniers temps, on a considéré le gaz non spontanément inflammable comme distinct de celui qui brûle instantanément au contact de l'air, et on leur avait donné, en conséquence, des noms différents : au premier, celui de *gaz hydrogène phosphoré ;* au second, celui de *gaz hydrogène perphosphoré*. Mais M. H. Rose, en 1832, et M. Paul Thenard, en 1844, ont mis en toute évidence que ces deux gaz ont absolument la même composition. Ce dernier chimiste a trouvé la véritable cause de l'inflammabilité spontanée du gaz hydrogène perphosphoré dans l'existence d'un *phosphure d'hydrogène liquide,* inconnu jusqu'alors, qui existe en dissolution dans le gaz, et qu'on peut en isoler par un simple abaissement de température.

Ce nouveau phosphure d'hydrogène est liquide au-dessous de — 10° ; sa tension est considérable ; il est sans couleur et d'une transparence parfaite. Il s'enflamme avec une extrême énergie au contact de l'air, et il y brûle avec une flamme blanche douée de l'éclat le plus vif. Il n'en faut que des traces pour communiquer indistinctement à tous les gaz combustibles la propriété de prendre spontanément feu dans l'air. Ce qu'il offre de curieux, c'est que la lumière solaire, et, nécessairement, une température un peu élevée, le changent rapidement en phosphure d'hydrogène solide et en gaz hydrogène phosphoré non spontanément inflammable.

En définitive, il y a donc, comme vous voyez, trois phosphures d'hydrogène distincts, dont voici la composition :

| | PHOSPHORE. Molécules. | HYDROGÈNE. Molécules. |
|---|---|---|
| Un phosphure jaune solide, peu combustible..... | 2 | 1 |
| Un phosphure liquide excessivement combustible. | 1 | 2 |
| Un phosphure gazeux, qui n'est spontanément inflammable dans l'air qu'autant qu'il renferme quelques traces imperceptibles du second.... . | 1 | 3 |

Ces trois composés ne peuvent point exister dans la nature, en raison de l'action énergique que l'air exerce sur eux. Mais ils se produisent spontanément dans les lieux où sont enfouies des matières animales, et surtout dans les marais et les cimetières humides. Nous avons dit précédemment que le phosphore est un des éléments de la matière cérébrale, des nerfs et de quelques autres parties de l'organisme. Par la décomposition lente de ces substances au sein de la terre humide, une quantité plus ou moins grande de gaz hydrogène phosphoré, seul ou mêlé de phosphure liquide, prend naissance et vient se répandre dans l'atmosphère, dès qu'il trouve à se glisser entre les fissures que présente le sol. Alors il s'enflamme le plus souvent, et produit ces feux subits et vacillants que les gens de la campagne voient avec tant d'inquiétude et de terreur pendant la nuit, et qu'ils ont nommés *feux follets, feux ardents, flambards* (1).

Ces *vapeurs lumineuses sans chaleur*, comme les appelait Newton, apparaissent bien plus fréquemment en été qu'en hiver, parce que la décomposition spontanée des matières animales est plus active dans la première que dans la dernière de ces saisons. Elles se montrent particulièrement dans les endroits où le sol, sillonné de crevasses, recouvre des débris organiques enfouis depuis longtemps. Dans les vastes marais des Etats-Unis, notamment dans la vallée où coule le Connecticut, ces lueurs passagères sont bien plus fréquentes que dans aucune partie de l'ancien continent, et, en Amérique, aussi bien qu'en Europe, ces feux follets sont une source de superstitions populaires, une cause de déceptions et de périls pour les voyageurs égarés pendant la nuit dans des contrées marécageuses.

Non loin de l'Achéron, appelé *Mauropotamos* ou fleuve Noir, dans l'Épire, se trouve le marais Achérusien, où l'on voit voltiger continuellement des flammes phosphorescentes. C'est ce phénomène naturel, dont ils ne pouvaient connaître la cause, qui avait donné aux anciens l'idée d'entourer les enfers d'un fleuve de feu, qu'ils nommaient le *Périphlégéton*.

La phosphorescence des poissons morts, bien connue de tout le monde, n'est pas plus un prodige que l'apparition des feux follets. Elle est due à l'émission lente d'hydrogène phosphoré, qui provient de la putréfaction de leur laite, matière très-riche en phosphore, ainsi que Fourcroy et Vauquelin l'ont découvert en 1807.

Le phosphore est insoluble dans l'eau. L'alcool, l'éther, le naphte, les essences et les corps gras n'en dissolvent que de très-petites quantités, et encore lorsqu'ils sont bouillants, car par le refroidissement ils en laissent déposer la presque totalité sous forme de petits cristaux. Le meilleur dissolvant du phosphore est le liquide désigné sous le nom de *sulfure de carbone*, nom qui fait

---

(1) Les Japonais et les Chinois ont eu, les premiers, une idée vraie de la nature des feux follets Voici un passage curieux de l'encyclopédie japonaise, San-Thsai-thou-houi, qui le prouve : « *Le feu follet naît du corps des hommes et des animaux morts.*) Voyez Abel Rémusat, *Notions et Extraits des Manuscrits de la bibliothèque du Roi*, t. XI, Paris, 1827.)

bien connaître sa nature chimique. Ce liquide en prend des quantités considérables ; par son évaporation lente dans un courant d'acide carbonique, il abandonne des cristaux brillants et durs qui ont la forme de dodécaèdres rhomboïdaux (*fig.* 74). C'est là la seule manière de faire cristalliser le phosphore; on ne pourrait y parvenir par la fusion et le refroidissement, puisqu'il passe subitement de l'état liquide à l'état solide, circonstance qui s'oppose toujours à la cristallisation.

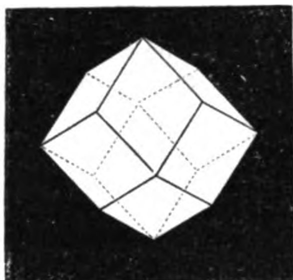


*Fig.* 74.

Ce n'est qu'avec beaucoup de précautions qu'il faut préparer et conserver la solution du phosphore dans le sulfure de carbone, car, en s'évaporant sur une large surface, elle laisse déposer du phosphore dans un très-grand état de division et qui, par cela même, s'embrase immédiatement dans l'air. C'est ainsi qu'en projetant quelque peu de ce liquide sur un tas de copeaux, ceux-ci s'enflammeront subitement.

Jusque dans ces derniers temps, le phosphore, si remarquable à tant de titres, ne servait guère qu'aux chimistes pour faire certaines expériences, notamment pour pratiquer l'analyse de l'air. La médecine ne tirait que fort rarement parti de ses propriétés stimulantes du système nerveux, à cause des dangers qu'entraîne son administration. Il n'est devenu un agent industriel de quelque importance que depuis qu'on l'emploie à préparer la pâte inflammable des allumettes à frottement, désignées plus communément sous le nom d'*allumettes chimiques* ou *allemandes*, et les boulettes empoisonnées pour faire périr les souris et les rats. Ces applications consomment annuellement plus de 50,000 kil. de phosphore, dont le prix est actuellement descendu à 7 fr. le kilogr. Je vous dirai plus tard comment on fabrique les allumettes à friction ; mais je peux vous faire connaître dès à présent la pâte phosphorée dite *mort-aux-rats*.

On fait cuire 750 grammes de farine avec autant d'eau, et, dans l'empois chaud, on ajoute 8 grammes de phosphore coupé par morceaux. On remue jusqu'à ce que ce corps soit fondu et bien incorporé dans la masse, et alors on y mélange 180 grammes de beurre fondu ou de lard divisé et 125 grammes de cassonade. On divise ensuite la pâte consistante en petites boulettes qu'on roule dans de la farine.

Ce mélange peut conserver son efficacité pendant fort longtemps, parce que le phosphore se trouve protégé par un corps

gras, et qu'il ne s'oxyde qu'à la surface. Les rats et les souris mangent avidement cette pâte, après quoi ils éprouvent du ballonnement et ne tardent pas à succomber. Il faut mettre cette pâte hors de la portée des enfants et des animaux domestiques, car bien des accidents ont déjà été occasionnés par elle. C'est un poison violent, comme toutes les préparations qui contiennent du phosphore libre.

---

# NEUVIÈME LEÇON

## DU CHLORE.

SOMMAIRE. — Découverte du CHLORE. — Sa préparation dans les laboratoires et le fabriques. — Propriétés physiques et chimiques de cet élément. — Son emploi comme agent de décoloration et de désinfection. — Fumigations de Guyton de Morveau. — Théorie du blanchiment. — Des chlorures de soude, de potasse et de chaux. — Essai des chlorures décolorants ou CHLOROMÉTRIE. — De l'ACIDE CHLORHYDRIQUE. — Ses caractères, sa préparation, ses emplois.

Je veux vous faire connaître, Messieurs, dans cette leçon, l'élément le plus utile à nos nombreux établissements de blanchiment et d'impression des tissus de coton : c'est celui qu'on désigne sous le nom de CHLORE.

Toujours à l'état de combinaison dans la nature, soit avec l'hydrogène, soit avec certains métaux, il n'a été entrevu qu'au commencement du dix-septième siècle, par le chimiste allemand Glauber; mais sa découverte appartient réellement à Schèele, qui la fit en 1774. L'illustre Suédois, en examinant une substance minérale dont la nature était encore inconnue, et qu'on appelait alors *magnésie noire,* fut assez heureux pour trouver trois corps nouveaux : le *chlore,* la *manganèse,* et la *baryte.* Ce travail remarquable dura trois années.

Seulement Schèele se trompa sur la véritable nature du chlore; il le prit pour un acide particulier auquel il imposa le nom d'*acide marin* ou *muriatique déphlogistiqué.* Plus tard, Lavoisier et Berthollet, l'envisageant comme de l'acide muriatique surchargé d'oxygène, l'appelèrent *acide muriatique oxygéné.* Mais, en 1811, les moyens d'analyse étant perfectionnés, Gay-Lussac et Thenard, en France, sir Humphry Davy, en Angleterre, démontrèrent que ce corps est un véritable élément auquel le dernier chimiste appliqua, comme tel, le nom univoque de *chlorine* (qui, en grec, signifie *vert clair*), pour rappeler l'une de ses propriétés physi-

ques les plus saillantes. Ce nom a été changé par Ampère en celui de *chlore*, qui a été définitivement adopté.

La préparation du chlore ne présente aucune difficulté. On fait chauffer dans un ballon de verre une partie de *suroxyde manganique* ou *peroxyde de manganèse* réduit en poudre, et 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique ; l'action se détermine, même à froid. Le chlore, mis en liberté, apparaît sous forme d'un gaz jaune verdâtre, qu'on reçoit dans un vase bien sec, au fond duquel plonge le tube recourbé qui sert au dégagement. En raison de la plus grande densité du chlore, il se réunit à la partie inférieure du vase, pousse devant lui l'air qui remplit ce dernier, et finit par sortir au dehors; on bouche alors le flacon, qu'on remplace par un autre, et ainsi de suite.

La figure 75 représente l'appareil des laboratoires.

A ballon dans lequel on introduit le peroxyde de manganèse. B tube en S et à entonnoir qui sert à verser l'acide chlorhydrique dans le ballon. CD tube recourbé

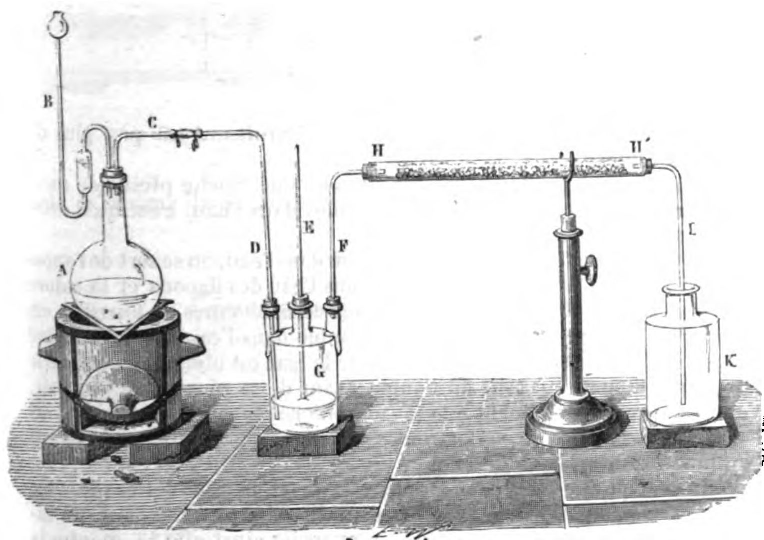


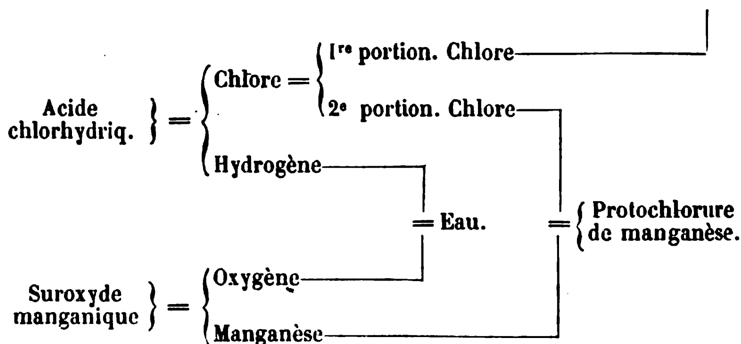

*Fig.* 75.

conduisant le chlore dans le flacon G à trois tubulures et muni d'un tube de sûreté E. Ce flacon, dit *laveur*, contient un peu d'eau pour retenir l'acide que le gaz entraine avec lui. F tube mettant en communication le flacon laveur avec un large tube horizontal HH' rempli de chlorure de calcium fondu pour dessécher complétement le chlore, avant son arrivée dans le flacon K. Le tube I plonge jusqu'au fond de ce dernier.

**Dans cette opération, voici comment se produit le chlore :**

L'acide chlorhydrique se décompose en présence du peroxyde de manganèse. L'hydrogène du premier, en se combinant avec l'oxygène du second, donne lieu à la formation d'une certaine quantité d'eau. Le chlore est mis en liberté. Une partie s'unit avec le manganèse pour former un *protochlorure de manganèse* qui reste dans le ballon, tandis que l'autre partie se dissipe sous la forme de gaz.

Voici cette théorie exposée en tableau, pour que vous puissiez mieux retenir les phénomènes qui s'accomplissent dans le ballon :




100 grammes de peroxyde de manganèse fournissent un peu plus de 30 litres de chlore.

Si l'on ne reçoit pas le chlore gazeux sous une cloche pleine de mercure, comme on le fait pour les gaz solubles dans l'eau, c'est qu'il attaque ce métal et se combine avec lui.

Lorsque l'on veut obtenir le chlore dissous dans l'eau, on se sert de l'appareil de Woulf (*fig.* 76). Le gaz se dissout dans l'eau des flacons et la colore en jaune. Dans les fabriques, on fait usage de bonbonnes ou tourilles en grès; mais comme le chlore est peu soluble dans l'eau, on a imaginé des appareils disposés de telle sorte que le gaz est obligé de parcourir une grande étendue au sein du liquide avant de se répandre dans l'air. Vous comprenez facilement que plus le chlore restera longtemps dans l'eau, plus les points de contact entre eux seront multipliés, plus aussi la solution sera parfaite.

Voilà la disposition d'un de ces appareils imaginés par Welter (*fig.* 77): Une cuve en maçonnerie ou en bois mastiqué est garnie dans son intérieur de larges cuvettes en pierre, renversées ainsi que le montre la figure. Chacune de ces cuvettes, A, B, C, D, est échancrée légèrement sur un de ses côtés, et elles sont superposées de manière que les échancrures sont placées alternativement à droite et à gauche. Le tube qui amène le chlore au fond de la cuve remplie d'eau descend au-dessous de la cuvette inférieure. La portion de gaz qui échappe à l'action de l'eau sort par l'échancrure pour se rendre dans la cuvette supérieure : il passe dans la troisième, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'il arrive dans l'air.

Vous concevez, que, dans ce trajet, il doit, en raison des nombreux

points de contact qu'il a avec l'eau, se dissoudre en plus grande quantité que s'il n'avait à traverser qu'une seule couche de liquide. Il est difficile,

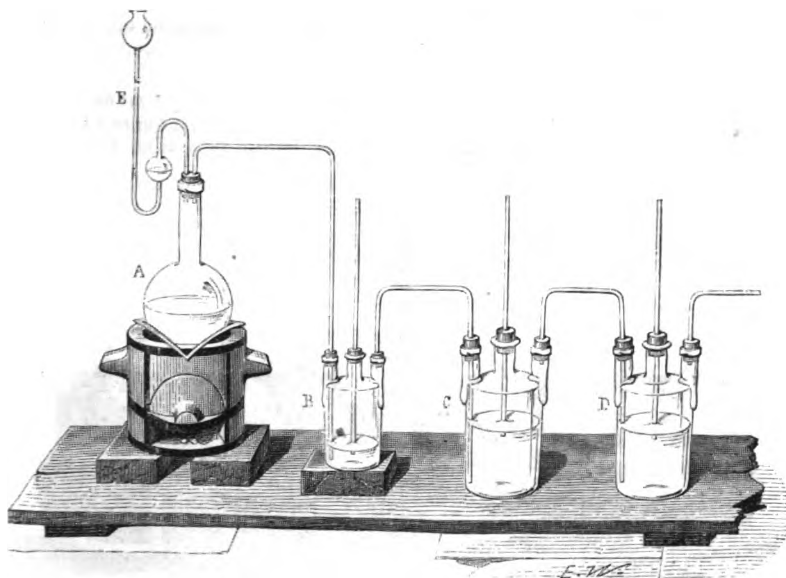



*Fig.* 76.

dans les appareils de laboratoire, de satisfaire aux conditions que nous

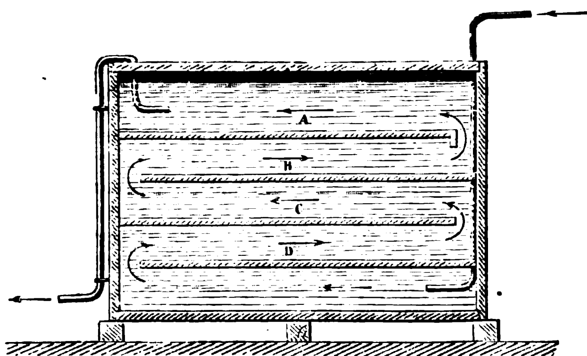



*Fig.* 77.

venons d'indiquer d'une manière aussi parfaite que dans ceux des fabriques.

Beaucoup d'autres dispositions, ayant un but analogue, ont été données aux cuves qui servent à préparer la dissolution du chlore ; il est superflu

de les décrire ici, car il suffit que vous entendiez bien le principe sur lequel repose l'art d'opérer la solution des gaz peu solubles dans l'eau. Mais ce que je dois vous faire connaître, c'est l'appareil de production du chlore dans les fabriques de produits chimiques. En voici une coupe longitudinale (*fig.* 78) :

A, A, H, H cuves en maçonnerie doublées en plomb et construites sur un foyer. A, A, grands ballons en terre, de 60 à 80 litres de capacité, destinés à contenir l'acide chlorhydrique, et à recevoir des cônes en terre percés de trous en tous sens,

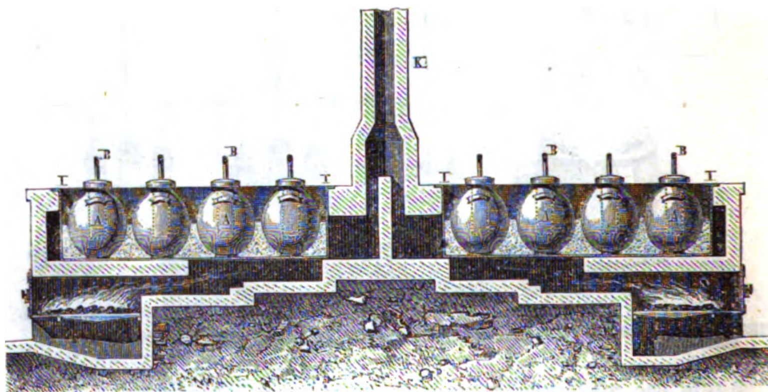



*Fig.* 78.

dans lesquels on place le suroxyde manganique qu'on emploie en morceaux, et non en poudre. B, B, B, B, tubes en verre dirigeant le gaz dans des vases laveurs qu'on ne voit pas dans la figure et d'où le gaz sort par des tubes en plomb pour se rendre, soit dans des cuves de dissolution, soit dans une chambre contenant de la chaux, lorsqu'il doit servir à la fabrication du chlorure de chaux. L'intérieur de la cuve, faisant office de bain-marie, contient, en guise d'eau ou de sable, une dissolution neutre de chlorure de manganèse, résidu de la préparation du chlore, qu'on utilise ainsi au lieu de le jeter. K cheminée commune aux deux foyers.

La substitution du peroxyde de manganèse en morceaux au même oxyde en poudre, et son placement dans les cônes en terre percés, ont pour effet de rendre l'action de l'acide plus facile, plus régulière et plus complète, en raison de la grande surface que les morceaux présentent et surtout du contact continuel entre ceux-ci et l'acide, attendu que, par suite de sa plus grande densité, le chlorure de manganèse s'écoule, par les trous, au fond des tourilles, au fur et à mesure de sa production. — Les cônes renfermant toujours plus d'oxyde qu'il n'en faut pour chaque opération, on est certain d'utiliser tout l'acide introduit dans les tourilles, et chaque fois qu'on remplace dans celles-ci le chlorure de manganèse par de nouvel acide, on lave à grande eau les morceaux de peroxyde non attaqués afin de les faire servir une seconde fois.

Dans le commencement de la réaction, la liqueur du sein de laquelle le chlore se dégage, a beaucoup de tendance à mousser et à s'élever dans

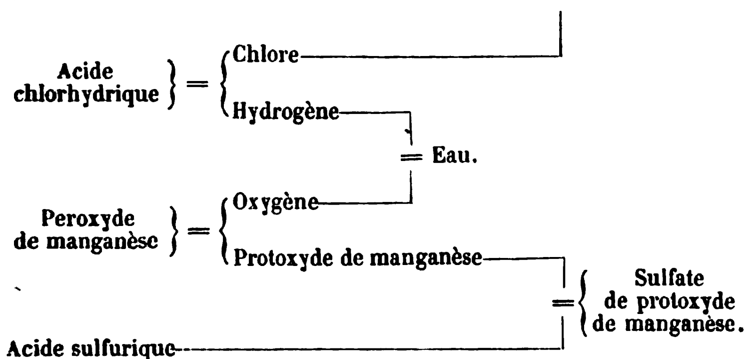
l'intérieur des vases, au point qu'on peut craindre qu'elle ne s'engage dans les tubes de communication. On pare à cet inconvénient, en versant dès le début à sa surface un peu d'huile; le gaz sort alors sans effort et sans occasionner de boursouflement.

Quel que soit le récipient qu'on emploie pour faire la dissolution du chlore, ses parois doivent être soigneusement recouvertes d'un mastic composé d'un mélange à parties égales de térébenthine, de résine et de cire jaune, car le chlore attaque avec beaucoup de force le bois et la pierre calcaire.

Dans le procédé de nos fabriques, dit procédé de Schèele, vous avez vu qu'on n'obtient que la moitié du chlore contenu dans l'acide chlorhydrique employé, parce qu'il se forme du protochlorure de manganèse. Il y a donc une perte d'acide assez considérable, qu'on peut éviter tout en doublant la quantité de chlore. C'est d'ajouter, aux deux matières, de l'acide sulfurique et de l'eau. Voici, dans ce cas, la dose des ingrédients :

| | | |
|---|---|---|
| Peroxyde de manganèse | 10 | parties. |
| Acide sulfurique à 66° | 4 | — |
| Eau | 4 | — |
| Acide chlorhydrique | 15 | — |

Sous l'influence de l'acide sulfurique, le peroxyde de manganèse ne perd que la moitié de son oxygène et passe à l'état de protoxyde qui s'unit à l'acide pour former du sulfate de manganèse soluble. L'oxygène qui devient libre s'empare de l'hydrogène de l'acide chlorhydrique et met tout le chlore de celui-ci en liberté. C'est ce qu'on voit très-bien par la légende suivante :




Ce procédé est donc plus économique que le précédent. Il a d'autres avantages; ainsi le mélange est moins sujet à se boursoufler, puis le chlore recueilli est plus sec, parce que l'acide sulfurique présent, retardant le point d'ébullition de l'eau, permet au chlore de se dégager avant que le mélange bouille.

Lorsque Berthollet s'occupa des moyens de produire le chlore pour l'appliquer au blanchiment des tissus, il chercha un moyen moins coûteux que le procédé de Schèele, car à cette époque, l'acide chlorhydrique avait un prix assez élevé. Il proposa bientôt l'emploi du peroxyde de manganèse,

du sel marin ou chlorure de sodium, et de l'acide sulfurique concentré; mais il ne réussit à produire ainsi qu'une très-petite quantité de chlore. Descroizilles, chimiste instruit, habile manufacturier de Rouen, en répétant les expériences de Berthollet, reconnut qu'en faisant usage d'acide sulfurique étendu d'un poids d'eau égal au sien, au lieu d'acide concentré, on obtient une très-forte proportion de chlore. Ce procédé a été adopté; il est encore suivi dans toutes les localités où il n'existe pas de fabriques de soude artificielle qui produisent accessoirement et conséquemment à bas prix une énorme quantité d'acide chlorhydrique.

Les meilleures proportions des matières premières à employer sont les suivantes :

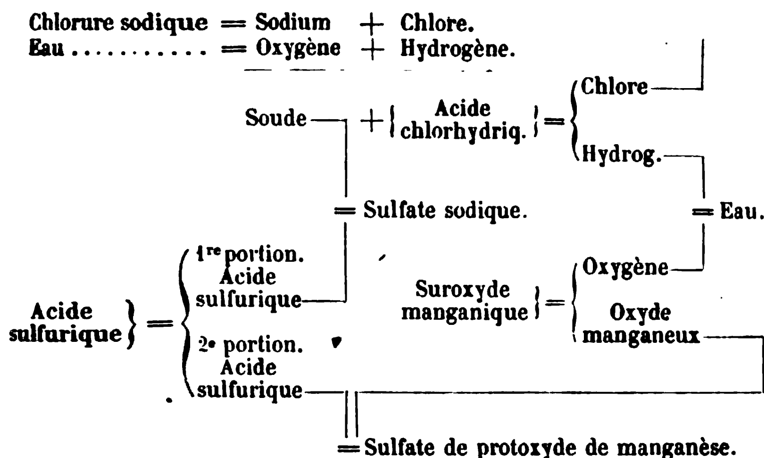
| | | |
|---|---|---|
| Sel marin ou chlorure de sodium ...... | 12 | parties. |
| Peroxyde de manganèse............... | 10 | — |
| Acide sulfurique à 66°................ | 20 | — |
| Eau.................................. | 20 | — |

L'appareil de production est le même; le sel et l'oxyde sont introduits dans le ballon ; l'eau et l'acide, après avoir été mêlés, sont versés par le tube en S en plusieurs fois. Du reste, l'opération est conduite comme dans le procédé de Schèele ; le dégagement du chlore est plus régulier. Mais la réaction des quatre substances employées donne lieu à des phénomènes plus nombreux ; la théorie est donc plus compliquée. Je vais essayer de vous la rendre aussi claire que possible.

Dès que les quatre substances sont en contact, l'acide sulfurique, par sa présence, détermine la décomposition mutuelle de l'eau et du chlorure de sodium, en sorte qu'il se produit de la soude et de l'acide chlorhydrique, ce qu'il est facile de concevoir en admettant que l'oxygène de l'eau soit employé à oxyder le sodium, tandis que son hydrogène transforme le chlore en acide chlorhydrique. La soude produite se combine avec une partie de l'acide sulfurique et donne naissance à du sulfate de soude. L'acide chlorhydrique formé, se trouvant en présence du suroxyde manganique, donne lieu à du chlore qui se dégage, à de l'eau et à de l'oxyde manganeux qui est neutralisé à l'instant même par l'excédant d'acide sulfurique : de là du sulfate manganeux qui reste dans le ballon avec le sulfate sodique produit antérieurement. Il ne se fait point ici de chlorure manganeux, comme dans le procédé de Schèele, à cause de l'acide sulfurique libre qui le décomposerait à l'instant même au contact de l'eau : d'où l'on voit que dans ce second procédé tout l'acide chlorhydrique qui provient du sel marin est employé à fournir du chlore.

Lorsqu'on se sert d'acide sulfurique concentré, ainsi que le faisait d'abord Berthollet, on obtient, non du chlore, mais de l'acide chlorhydrique. Ce phénomène indique assez que l'eau qu'on ajoute au mélange n'est pas seulement nécessaire pour convertir les éléments du sel marin en soude et en acide chlorhydrique, mais qu'elle agit encore en retenant l'acide chlorhydrique à mesure qu'il se produit et lui donne ainsi le temps de réagir sur le suroxyde manganique.

La légende suivante va vous aider à graver dans vos esprits la réaction que je viens d'exposer.




Voyons maintenant les propriétés les plus saillantes du chlore.

A la température et sous la pression ordinaires, c'est un gaz jaune verdâtre, d'une odeur tellement forte et désagréable, qu'on ne peut l'oublier une fois qu'on l'a sentie. Sa saveur est astringente et chaude. Il est près de 2 fois et demie plus lourd que l'air, puisque sa densité est représentée par 2,44, et qu'un litre de chlore pèse 3gr, 17.

Une bougie, plongée au sein de ce gaz, s'y éteint rapidement, mais en présentant un phénomène particulier : sa flamme, avant de disparaître, pâlit d'abord, puis prend une couleur verte à sa base, et rougeâtre à son extrémité supérieure.

Le chlore exerce une action très-violente sur l'économie animale. Il excite la toux, et, s'il est respiré pendant un certain temps, il produit une sorte de strangulation et un serrement de poitrine qui rendent la respiration de plus en plus difficile. Il détermine, en outre, la sécrétion d'une grande quantité de glaires très-épaisses et un coryza violent (qu'on appelle improprement *rhume de cerveau*), accompagné de maux de tête et de fièvre. Quand on le respire en trop grande abondance, ces symptômes s'aggravent, une expectoration sanguine se manifeste, et bientôt la mort termine cet empoisonnement douloureux.

Les annales historiques de la science fournissent malheureusement deux exemples de cette redoutable influence du chlore. Pelletier père, chimiste français très-distingué, né à Bayonne en 1761, et Roë, jeune chimiste de Ringsend, près de Dublin, perdirent la vie pour avoir respiré une trop forte dose de ce gaz, en faisant des expériences pour reconnaître sa nature et ses propriétés.

On peut se mettre à l'abri de ses funestes effets en jetant par

intervalles, autour des appareils qui le fournissent, une dissolution de gaz ammoniac qui le neutralise complétement. Dans les fabriques, on fait boire du lait aux ouvriers qui en ont respiré une certaine quantité. Le docteur Kastner a conseillé de leur faire prendre quelques gouttes d'ammoniaque sur du sucre, et mieux encore de les exposer aux vapeurs de l'esprit-de-vin, ou de leur faire avaler des morceaux de sucre trempés dans ce liquide. Les journaux allemands affirment que ces derniers moyens réussissent constamment.

Une forte compression, égale à environ 4 atmosphères, ou un abaissement de température considérable, fait prendre au chlore l'état liquide. M. Bussy est même parvenu à le solidifier.

L'oxygène et le chlore ne peuvent s'unir directement. Cependant, à l'aide de procédés particuliers, les chimistes sont parvenus à produire cinq composés distincts de ces deux gaz : ces composés, qui sont tous acides, mais qui ont fort peu de stabilité, portent les noms d'acides *hypochloreux*, *chloreux*, *chlorosique*, *chlorique* et *perchlorique*. Ils n'offrent pas un grand intérêt dans leur état de liberté.

L'affinité que le chlore manifeste pour l'hydrogène est telle, qu'il se combine avec lui à la température ordinaire dans l'espace de quelques jours, lorsque le mélange est exposé à la lumière diffuse, et instantanément sous l'influence des rayons solaires. Dans ce dernier cas, une forte explosion accompagne la réaction mutuelle des deux gaz ; aussi n'est-ce pas sans de grandes précautions qu'on doit tenter cette expérience. La manière la plus élégante de la faire, c'est de lancer en l'air, et dans un point éclairé par le soleil, le vase qui renferme le mélange détonant. L'explosion a lieu bien avant que le vase ait pu toucher le sol ; il se brise dans l'air en mille pièces.

Une bougie enflammée, une tige de fer rouge de feu, un charbon incandescent, une feuille d'or battue, approchés ou plongés dans l'ouverture d'un flacon contenant un pareil mélange, en déterminent également l'inflammation subite. L'étincelle électrique agit de même.

De quelque manière qu'on s'y prenne, le résultat de la combinaison est toujours le même. Les deux gaz s'unissent à volumes égaux et donnent lieu à la production d'un gaz incolore, fumant à l'air, d'une odeur piquante et rougissant le tournesol. C'est un des acides les plus puissants, l'*acide chlorhydrique*, dont le volume est égal à celui des deux gaz employés.

La connaissance de ces faits va nous être bientôt d'un grand secours pour trouver l'explication de certains phénomènes non moins curieux que les précédents.

Dans son contact avec les autres éléments, le chlore produit

presque toujours un grand dégagement de chaleur, et souvent une vive ignition. C'est ce qui arrive notamment avec le phosphore, l'arsenic et plusieurs métaux. En voici la preuve.

Qu'on projette, dans un flacon rempli de ce gaz, de l'arsenic, de l'antimoine, du bismuth, du cuivre en poudre fine, ces corps s'embrasent aussitôt et tombent au fond du vase en imitant une pluie de feu. Si l'on attache à l'extrémité d'un fil très-mince de laiton, d'acier, de fer ou de cuivre, une feuille d'or faux dont on a fait une boule, et qu'on plonge le tout dans le chlore sec, les métaux s'allument et brûlent avec le même éclat que dans l'oxygène.

J'introduis du phosphore dans l'intérieur d'un semblable vase, et aussitôt, comme vous le voyez, le métalloïde fond, s'enflamme, lance des étincelles en émettant une lumière pâle et en répandant une vapeur blanche très-épaisse.

Le soufre s'unit aussi au chlore, même en plusieurs proportions, mais sans produire des phénomènes aussi apparents. Le *protochlorure de soufre* est le seul de ces composés, qui ait reçu une application industrielle, la sulfuration ou la volcanisation du caoutchouc ; c'est en raison de cette circonstance que je vous en dirai quelques mots. Il est sous la forme d'un liquide jaune rougeâtre, à odeur désagréable, bouillant à + 138°. On l'obtient en faisant passer du chlore sec sur du soufre fondu. Voici l'appareil qu'on emploie (*fig.* 79).

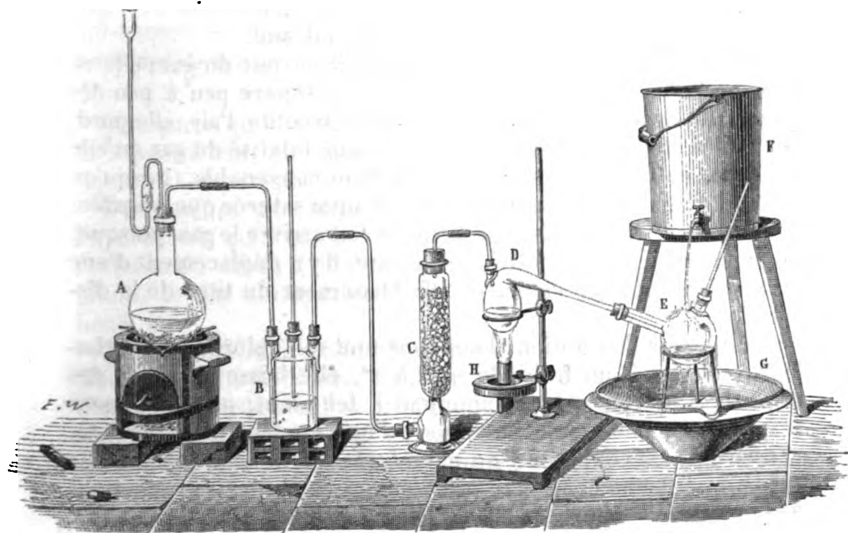



*Fig.* 79.

**A ballon où le chlore se produit. B flacon de lavage. C tube à chlorure de calcium**

pour dessécher le gaz. D cornue en verre dans laquelle on liquéfie le soufre au moyen d'une lampe à esprit-de-vin à double courant d'air H. Le protochlorure de soufre, à mesure qu'il se produit, distille et se condense dans le récipient E, maintenu à une basse température par un courant d'eau froide provenant du réservoir F. Les vapeurs en excès vont se rendre dans une cheminée par le tube *g* qui surmonte le récipient.

En peu de temps, on obtient, par ce moyen, une notable quantité de chlorure de soufre ; mais comme il a entraîné du soufre par volatilisation, il y a nécessité de le distiller à nouveau ; le soufre reste alors dans la cornue, tandis que le chlorure seul passe dans le récipient ; on le conserve dans des flacons bouchés à l'émeri.

Si l'on faisait passer du chlore, jusqu'à saturation, dans le protochlorure ainsi obtenu, on le convertirait en *bichlorure* qui est un liquide d'un rouge grenat, d'odeur pénétrante et fétide.

Le chlore s'unit avec presque tous les autres corps simples, et les composés qu'il forme portent le nom générique de CHLORURES.

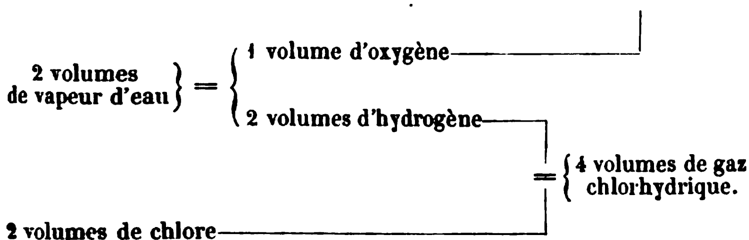
La solubilité du chlore dans l'eau varie avec la température et la pression. Mais, d'après les nouvelles expériences de Gay-Lussac et de M. Pelouze, le maximum de solubilité a lieu de + 8 à 10°. Entre ces limites de température, l'eau dissout de 2 3/4 à 3 fois son volume de chlore, ou, en d'autres termes, 100 volumes d'eau dissolvent 275 à 300 volumes de ce gaz. La proportion de gaz que retient l'eau est d'autant plus faible que la température s'éloigne davantage en deçà ou au delà du terme indiqué.

La dissolution saturée a la couleur et la saveur du gaz ; elle en a même l'odeur, parce que le chlore s'en sépare peu à peu dès qu'elle est exposée à l'air. Si on l'agite avec de l'air, elle perd, pour ainsi dire instantanément, la presque totalité du gaz qu'elle contient, et devient incolore. Il est donc convenable, lorsqu'on veut obtenir une dissolution de chlore aussi saturée que possible, de ne pas agiter l'eau dans laquelle on fait arriver le gaz, puisque, pour peu qu'il reste de l'air dans le vase, il y a déplacement d'une certaine quantité de chlore et affaiblissement du titre de la dissolution.

Cette même dissolution abandonne tout son chlore par la chaleur. Soumise à un froid de + 2 à 3°, elle laisse déposer des cristaux lamelleux qui s'accumulent à tel point, que la liqueur se prend en une masse butyreuse, d'une couleur jaune foncée, contenant beaucoup plus de chlore que la liqueur même. Ces cristaux sont une combinaison de chlore et d'eau en proportions fixes, dans le rapport de 28 du premier et de 72 de la seconde. C'est ce que les chimistes appellent HYDRATE DE CHLORE, composé peu stable qui se détruit entre + 9 à 10°, avec un grand dégagement de chlore.

Les rayons solaires décolorent peu à peu l'eau de chlore, la rendent acide, et en font dégager de l'oxygène. Cela tient à ce qu'en raison de son affinité pour l'hydrogène, le chlore décompose une partie de l'eau, et produit de l'acide *chlorhydrique*, tandis que l'oxygène du liquide se porte en partie sur du chlore pour former de l'acide *perchlorique*, et se dégage en partie sous forme de gaz. Les mêmes effets se produisent, mais plus lentement, à la lumière diffuse. Il suit de là qu'il est très-difficile de conserver intacte la solution du chlore. Dans les laboratoires, on la renferme dans des flacons de couleur verte ou entourés de papier noir qu'on garde dans un lieu obscur et froid ; mais, malgré ces précautions, on est obligé de la renouveler souvent.

La décomposition de l'eau par le chlore a lieu encore par l'action d'une haute température, mais avec cette différence que, dans ce dernier cas, il ne se forme point d'acide *perchlorique*. Le tableau suivant indique dans quels rapports la réaction s'effectue :




C'est parce que Berthollet fit ses expériences sur du chlore mêlé de vapeur d'eau, qu'il crut que ce gaz était formé d'acide muriatique (chlorhydrique) et d'oxygène.

C'est encore par suite de cette même affinité du chlore pour l'hydrogène, qu'il enlève ce gaz à la plupart des composés qui le renferment. Ainsi, il déshydrogène à froid le gaz hydrogène phosphoré, le gaz sulfhydrique, et à chaud le gaz hydrogène carboné, etc.

A peine une bulle d'hydrogène phosphoré arrive-t-elle dans une cloche remplie de chlore, qu'il y a une vive ignition avec flamme d'un jaune verdâtre. Il se produit de l'acide chlorhydrique et du *chlorure de phosphore*.

Si, comme je viens de l'établir, il n'y a qu'un instant, le chlore seul n'agit sur l'eau que lentement, à la température ordinaire, il n'en est plus de même lorsqu'il est en présence de l'acide sulfureux ; la décomposition de l'eau est instantanée, parce qu'alors deux affinités très-puissantes interviennent en même temps : celle du chlore pour l'hydrogène, celle de l'acide sulfureux pour

l'oxygène. Les expériences suivantes vont vous montrer, Messieurs, ces résultats, et vous prouver une fois de plus, combien l'eau est indispensable dans les réactions chimiques.

Dans cette cloche à moitié remplie de gaz acide sulfureux sec, j'introduis du chlore gazeux sec; aucun phénomène ne se produit, mais j'ajoute quelque peu d'eau, et à l'instant même les deux gaz disparaissent; l'eau tient alors en dissolution de l'*acide sulfurique* et de l'*acide chlorhydrique*. De l'eau a donc été décomposée, et tandis que le chlore s'est emparé de son hydrogène, l'oxygène mis en liberté s'est porté sur l'acide sulfureux qui est ainsi devenu acide sulfurique :

Chlore
= Acide chlorhydrique.
Hydrogène
Eau........... = { Hydrogène, Oxygène }
Oxygène
= Acide sulfurique.
Acide sulfureux

Rien de plus facile à prouver. L'eau de baryte versée dans une solution d'acide sulfureux pure produit un léger précipité blanc (*sulfite de baryte*) qu'un excès d'acide sulfureux fait disparaître. Après l'addition d'eau de chlore dans la liqueur sulfureuse, le précipité blanc que forme l'eau de baryte est totalement insoluble dans un excès d'acide sulfureux, comme, d'ailleurs, dans tout autre acide; c'est que ce n'est plus du *sulfite*, mais bien du *sulfate de baryte*.

Nous verrons plus tard que dans une infinité de circonstances, le chlore, en présence de l'eau, est un puissant agent d'oxydation, en faisant porter sur les corps l'oxygène du liquide qu'il déshydrogène.

Le même métalloïde gazeux ou dissous dans l'eau, présente, dans son contact avec les matières colorantes végétales ou animales, des phénomènes trop remarquables pour que je les passe sous silence. Dès que l'une de ces matières est mêlée avec lui, elle est immédiatement détruite et remplacée par une nuance jaune, et il n'est plus possible de faire reparaître la teinte primitive. Les couleurs les plus foncées, comme les plus claires, éprouvent cette sorte d'altération au bout d'un temps convenable.

C'est Schéele qui constata ce fait important, mais c'est Berthollet, qui, dès 1785, en entrevit toute la portée, et qui songea le premier à utiliser cette action du chlore sur les matières colorantes,

en l'appliquant au blanchiment des tissus. La reconnaissance publique a fait donner à la dissolution du chlore, dans nos ateliers, le nom du chimiste favori de Napoléon; on l'appelle le *Berthollet*.

Voici des éprouvettes dans lesquelles nous avons renfermé des décoctions de bois de Brésil, de tige de gaude et de racine de garance, de l'encre, une dissolution d'indigo, une décoction de cochenille. Je vais ajouter dans chacune d'elles une certaine quantité d'eau de chlore, et bientôt les couleurs plus ou moins foncées de ces liquides auront disparu. Certes, voilà un phénomène bien remarquable, et qui mérite que nous nous y arrêtions.

Une question très-intéressante se présente tout d'abord. En vertu de quelle action le chlore détruit-il les couleurs?

Ce n'est que depuis la parfaite connaissance des propriétés chimiques du chlore qu'on a pu résoudre complétement cette question.

Je vous ai montré, il n'y a qu'un instant, la grande affinité du chlore pour l'hydrogène. Or, les matières colorantes renfermant ce principe au nombre de leurs éléments constitutifs, il est tout naturel de penser que le chlore s'en empare pour former de l'acide chlorhydrique. Une fois privées de cet hydrogène, les matières colorantes se trouvent transformées en de nouveaux composés qui ne sont plus colorés, ou, au moins, qui n'ont plus qu'une très-faible teinte jaunâtre. Ainsi, ce serait en déshydrogénant les couleurs que le chlore les détruirait instantanément.

Il est constant qu'il se forme toujours beaucoup d'acide chlorhydrique après la réaction du chlore sur une matière organique colorée. C'est ce qu'on peut facilement reconnaître en introduisant un échantillon de fil teint en rouge ou en bleu dans une cloche remplie de chlore gazeux humide. Après sa décoloration, qui a lieu assez rapidement, ce fil est très-acide au goût, et l'eau permet d'en extraire une quantité notable d'acide chlorhydrique.

Nous reviendrons plus tard avec soin sur le rôle du chlore dans la décoloration et le blanchiment des tissus. Pour le moment, nous pouvons admettre qu'il opère, dans ces circonstances, en raison de sa tendance énergique pour l'hydrogène.

C'est sans doute en raison de la même cause que le chlore détruit subitement les matières odorantes, les germes putrides, les miasmes délétères répandus dans l'atmosphère, car on ne peut douter que ces substances ne soient de nature organique. Hallé, savant professeur d'hygiène à la Faculté de médecine de Paris, paraît être le premier qui, en 1785, ait signalé la propriété antiseptique du chlore, nommé alors *acide muriatique oxygéné* (1). En

(1) Dizé a réclamé la priorité de l'emploi des fumigations de chlore. Il prétendait s'en être servi pour faire cesser une épizootie qui, en 1773 et 1775, envahit une grande partie du Béarn. (Voir *Journal de chimie méd.*, 1840, p. 540.)

1791, Fourcroy, l'un des plus célèbres professeurs de chimie dont la France s'honore, le recommanda comme propre à désinfecter les cimetières, les caveaux funéraires, les salles de dissection, les étables, dans les cas d'épizootie; à détruire les effluves infects, les virus contagieux, etc. Mais c'est Guyton de Morveau, créateur du langage chimique actuel, qui a popularisé ce moyen puissant de rendre à l'air vicié sa pureté première. Plus tard, Thenard employa le chlore liquide, en place du chlore gazeux, contre une épidémie qui ravageait une partie de la Hollande, et les lotions qu'il fit faire contribuèrent beaucoup à borner les ravages de cette maladie.

Guyton de Morveau a imaginé, pour faire les fumigations de chlore, un appareil portatif qu'il a nommé *appareil permanent de désinfection*. Il se compose d'un flacon de cristal dans lequel on renferme une partie de peroxyde de manganèse en poudre fine et 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique. Ce flacon est renfermé dans un étui de buis dont le couvercle est traversé par une vis ; mais le bouchon, au lieu d'être cylindrique et tout à fait libre, comme dans les flacons ordinaires, est taillé en cône et reçu dans une ouverture analogue pratiquée dans le col du flacon qui est droit et très-épais. Au moyen de l'ajutage à l'aide duquel ce bouchon est fixé à la vis d'une manière solide, il s'enfonce dans l'ouverture du flacon et en sort à volonté. La figure 8° et la légende suivante vont vous faire mieux comprendre la forme et les dispositions de ce petit appareil très-simple et très-commode.

AAAA étui de buis. B vis qui traverse le couvercle. C bouchon conique, dont la partie supérieure est contiguë à la vis, à laquelle il est fixé solidement. D flacon en cristal dans lequel on met l'acide et le peroxyde de manganèse. F, F ouvertures latérales du couvercle par lesquelles le chlore se répand au dehors.

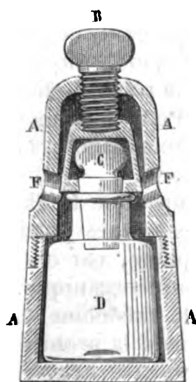


*Fig.* 80.

Lorsqu'on veut faire une fumigation, on soulève le bouchon en desserrant la vis, et, quand on juge cette fumigation terminée, on redescend le bouchon. Quand le mélange est épuisé, on le renouvelle à peu de frais.

Ce petit appareil n'est bon que quand il s'agit d'assainir un lieu circonscrit, comme une chambre. Mais quand on a besoin de faire la même opération dans un vaste local, comme un atelier, une salle de prison, de caserne, d'hôpital, etc., on pratique la fumigation à vases ouverts, en mettant les matières dans une terrine de grès ou un poêlon de terre. On ferme exactement le local non habité pendant vingt-quatre heures, ou jusqu'à ce que le dégagement du chlore ait totalement

cessé. On donne ensuite accès à l'air, en ouvrant les portes et les croisées.

Pour désinfecter les vêtements ou les objets de coucher, on les suspend dans un local très-vaste, et on les expose à un dégagement de chlore, dont la quantité, d'ailleurs, doit être en rapport avec celle des objets à désinfecter et la grandeur du local.

Autrefois, pour se préserver des émanations susceptibles d'exercer une influence funeste sur la santé, pour empêcher les progrès du typhus et autres maladies contagieuses, pour désinfecter les lieux d'habitation, on n'avait recours qu'à des moyens insignifiants, ou à de simples palliatifs qui masquaient le danger et ne le détruisaient pas. Ainsi, on faisait brûler des plantes aromatiques, du sucre, on employait des huiles essentielles, du camphre, les vapeurs du vinaigre. Ces substances sont encore souvent mises en usage. Mais leur emploi n'est guère propre qu'à rendre plus supportable le séjour d'un endroit malsain. Ces vapeurs aromatiques n'ont évidemment aucune action sur les miasmes; elles ne les détruisent pas, elles ne font que dissimuler pour un temps très-court leur présence. Il n'y a vraiment que les fumigations de chlore qui puissent rendre à l'air sa pureté première.

Comme ces fumigations ont l'inconvénient, lorsqu'on les pratique dans des lieux qui ne peuvent être évacués, d'irriter les organes et de fortement incommoder, on les remplace maintenant avec avantage par des aspersions de liquides qu'on appelle vulgairement *chlorures de potasse, de soude et de chaux*.

Ces composés résultent de la combinaison de la potasse, de la soude et de la chaux, avec le moins oxygéné des oxacides du chlore, l'*acide hypochloreux*, dont la découverte ne date que de la fin de 1834. Ils doivent donc être appelés, scientifiquement, *Hypochlorites;* mais nous leur conserverons le nom de *chlorures*, sous lequel ils sont vulgairement connus.

On les obtient aisément en faisant passer, jusqu'à saturation, un courant de chlore gazeux dans une dissolution étendue de potasse, de soude, ou dans un lait de chaux.

Le chlore est produit dans l'appareil ordinaire; on le lave avant de l'amener dans la solution alcaline qui doit l'absorber. Celle-ci est placée dans une cuve (*fig.* 81) en chêne A, de $2^m$, 59 de diamètre sur $3^m$, 24 de hauteur, goudronnée en dehors et mastiquée en dedans. Elle est fermée par un couvercle à demeure *bb*, dans lequel passe un cylindre *c*, en bois également verni. Ce cylindre plonge d'un mètre au dedans de la cuve, et sort également d'un mètre en dehors; il a 61 centimètres de diamètre; cette ouverture sert à introduire le liquide et la chaux, quand on doit en mettre; elle sert, en outre, à contenir le liquide déplacé par le gaz. Ce dernier arrive par le tube en plomb *d* qui ne plonge que de quelques centimètres dans le liquide, afin d'éviter une pression dans les vases de dégagement. Un tuyau de verre vertical *e*, placé en dehors de la cuve et communiquant avec sa

partie inférieure, indique les mouvements du liquide. Un tuyau en plomb *i*, à robinet, sert à extraire celui-ci à mesure des besoins. Enfin une bonde *n*, placée sous le fond même, permet de retirer les résidus de chaux, quand on en emploie.

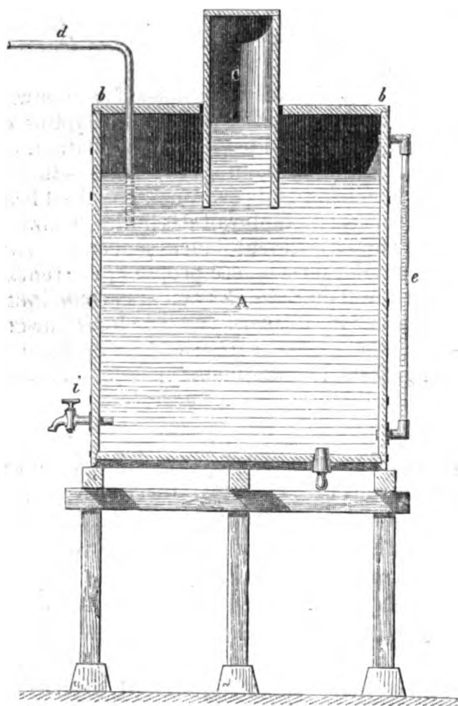



*Fig.* 81.

Pour le *chlorure de potasse*, on sature de chlore une dissolution de 7 parties de carbonate de potasse dans 100 parties d'eau.

Pour le *chlorure de soude*, on dissout 20 parties de carbonate de soude cristallisé dans 100 parties d'eau.

Pour le *chlorure de chaux*, on délaye dans l'eau de la cuve de la chaux délitée en poudre fine, 1 partie pour 50 parties d'eau, et on a soin de faire arriver le chlore très-lentement, en en arrêtant le dégagement bien avant que toute la chaux soit dissoute. Afin de maintenir constamment la chaux en suspension dans l'eau, on enferme dans la cuve un agitateur en bois ; autrement, la chaux se déposant au fond de la cuve, la solution faible surnageante serait promptement saturée de chlore, et le gaz sortirait ensuite de l'appareil sans avoir agi. La liqueur saturée est tirée à clair ; elle marque 9° à l'aréomètre ; on la renferme dans des tourilles en grès qu'on a soin de placer dans un endroit frais.

Le plus souvent, on prépare le *chlorure de chaux* à l'état solide, parce qu'il se conserve mieux et est plus facilement transportable. On fait alors arriver le chlore au milieu de chaux mouillée ou *éteinte*. Celle-ci se sature de chlore en conservant sa forme. La chaux qui prend le plus de chlore est celle qui a été mouillée avec assez d'eau pour qu'elle pèse un tiers de plus qu'auparavant.

Dans les fabriques, on opère dans des chambres en maçonnerie, plus ou moins grandes, garnies tout autour de tablettes (*fig.* 82) sur lesquelles on étend la chaux en une couche de 10 à 15 centimètres d'épaisseur; le sol des chambres en est également couvert. Elles sont fermées par des portes de bois garnies de plomb, et les jointures sont lutées avec

de l'argile. Le chlore gazeux arrive par la partie supérieure, et d'une manière très-lente, afin que la température de la chaux ne s'élève pas à mesure qu'elle absorbe le gaz, autrement le chlorure de chaux produit serait très-peu décolorant ; aussi quand les chambres n'ont pas une

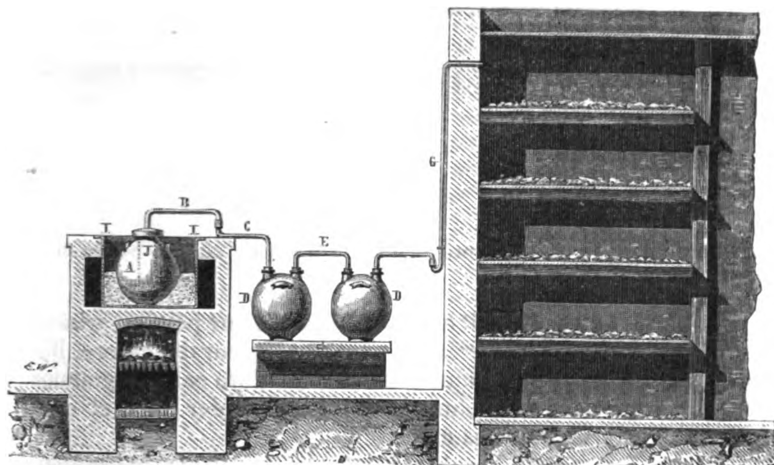



*Fig.* 82.

grande capacité, on met plusieurs jours à effectuer la saturation de la chaux. L'opération est terminée, quand l'atmosphère des chambres conserve la couleur jaune du gaz, ce dont on s'aperçoit au moyen d'ouvertures placées en regard et closes par des vitres. On laisse tomber les vapeurs, et, deux heures après, on entre dans les chambres pour en retirer le produit.

Comme le bois est très-altérable par le chlore, et que les tablettes des chambres ont besoin d'être renouvelées après quelques semaines, on les couvre souvent de bitume ou de mastic à la cire et à la résine. On s'est servi avec avantage, dans plusieurs endroits, de glaces défectueuses, tant pour remplacer les tablettes en bois que pour garnir les murs des chambres.

Dans certaines fabriques, on remplace les chambres précédentes par des caisses AB (*fig.* 83), en briques dures bien cimentées au bitume, de 4 mètres de long, sur 1 mètre de large et $0^{m},53$ de haut, dans lesquelles on renferme la chaux. Le chlore arrive par le tube *t*, et dépose dans la partie antérieure de la caisse qui ne contient pas de chaux l'eau qu'il a pu entraîner ; celle-ci s'écoule au dehors par le tube en plomb *d* ; on la reçoit dans une tourille placée à l'extérieur. Le chlore, qui n'a pas été absorbé, s'échappe par le tube *e*. Le chlorure de chaux, une fois produit, est enlevé au moyen d'une porte *p*. On charge la chambre avec 140 kil. de chaux éteinte qui donnent, au bout de vingt-quatre heures, 200 kil. de chlorure de chaux sec. Il y a ordinairement deux caisses de même dimension, placées l'une à côté de l'autre, de telle manière que lorsque la

chaux de la première chambre est saturée, on fait passer le chlore dans

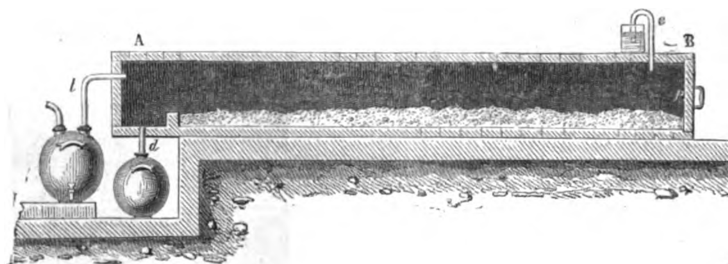



*Fig.* 83.

la deuxième qui est toute prête ; il n'y a donc ni chlore perdu ni interruption dans le travail.

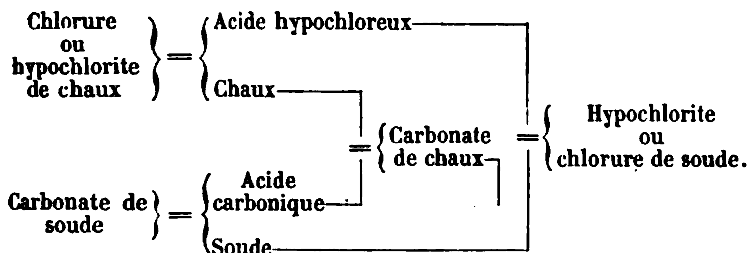
Le chlorure ainsi produit est sous la forme d'une poudre grisâtre, d'une saveur âcre et désagréable, exhalant l'odeur du chlore. Bien préparé, il renferme au moins 100 litres de chlore par kilogramme. On l'enferme dans des tonneaux garnis de papier fort, et qu'on plâtre à l'extérieur sur les fonds.

Voici la composition du chlorure de chaux, sous ses deux états :

| | Chlorure pulvérulent. | Chlorure liquide. |
|---|---|---|
| Chlore.................... | 32,7 | 43,9 |
| Chaux.................... | 51,0 | 34,1 |
| Eau...................... | 16,3 | 22,0 |
| | 100,0 | 100,0 |

Vous voyez que, sous le même poids, le chlorure liquide contient le double de chlore ; il y a donc avantage à le fabriquer, de préférence au chlorure solide, lorsqu'on n'est pas obligé de le transporter.

Les chlorures de potasse et de soude ne peuvent être amenés à l'état solide, car ils perdent toutes leurs propriétés quand on évapore leur dissolution. On les prépare actuellement, d'une manière très-commode, à l'aide du chlorure de chaux solide que le commerce fournit à bas prix. On le dissout dans l'eau, et on verse dans la liqueur claire une solution de carbonate de potasse ou de soude jusqu'à cessation de précipité. Il en résulte du carbonate de chaux qui se dépose en poudre blanche, et du chlorure de potasse ou de soude liquide ; d'où il faut conclure que les deux sels mélangés échangent leurs principes constituants ; c'est ce qu'on voit très-bien par la légende suivante :




Voici les meilleures proportions à employer :

| | |
|---|---|
| Chlorure de chaux à 100°................ | 1 kil. |
| Carbonate de soude cristallisé........... | 2 — |
| ou | |
| Carbonate de potasse (potasse perlasse)... | 1kil,200 |
| Eau ordinaire.......................... | 45 litres. |

On délaye le chlorure de chaux peu à peu dans 20 parties d'eau ; après un repos de deux ou trois heures, on tire à clair ou l'on filtre ; on jette le marc sur le même filtre, et on le lave avec 10 parties d'eau ajoutées en plusieurs fois.— D'un autre côté, on fait dissoudre le carbonate de soude à chaud, le carbonate de potasse à froid dans 15 parties d'eau, on filtre, et on mêle la solution froide à celle du chlorure de chaux, en agitant avec une baguette de verre. On laisse reposer, on tire à clair ou l'on filtre.

Le litre de ces chlorures ainsi préparés ne revient pas à plus de 5 à 6 centimes.

La fabrication des chlorures décolorants est aujourd'hui très-étendue, car ils ne remplacent pas seulement le chlore dans les cas de désinfection et pour tous ses emplois en médecine, ils lui sont aussi substitués pour le blanchiment des tissus.

L'époque précise de leur découverte est incertaine. En 1789, le chlorure de potasse était déjà usité dans le blanchiment, sous le nom d'*eau de Javelle*, du nom d'un petit village près Paris, où il paraît qu'on le fabriqua d'abord.

Sa préparation, tenue secrète pendant de longues années par les manufacturiers, fut ensuite indiquée par Berthollet. C'est ce chlorure qu'on emploie de préférence dans les ménages pour blanchir et détacher le linge. Il est quelquefois coloré en rose. Cette teinte lui est étrangère ; elle lui est donnée par quelques gouttes de la liqueur qui reste dans les ballons où l'on prépare le chlore.

Le chlorure de chaux, indiqué en France par Descroizilles, de Rouen, fut ensuite introduit en Angleterre par G. Tennant, et préparé en grand, à l'état sec, en 1798, par Makintosh, sous le nom de *poudre de Tennant* et de *Knox*, ou *poudre de blanchiment*. Son

usage ne fut adopté en France que longtemps après. Maintenant il est général, et son introduction dans les blanchisseries a singulièrement contribué aux perfectionnements qu'a éprouvés ce genre d'industrie. Masuyer, professeur à l'École de Strasbourg, est un des premiers qui ait eu l'idée d'employer ce chlorure à la désinfection de l'air, de préférence au chlore. Ses expériences datent de 1807.

Oubliées pendant longtemps, elles furent rappelées au souvenir des savants par celles, plus récentes, de Labarraque, pharmacien de Paris, qui, en 1822, fit connaître l'utilité des chlorures de soude et de potasse dans l'art du boyaudier, pour s'opposer à la putréfaction, l'arrêter et en faire disparaître les traces. Il indiqua aussi de nouveau, et exclusivement, le chlorure de chaux étendu de 150 à 200 parties d'eau, comme offrant à ceux qui travaillent les matières animales un précieux moyen de désinfection.

Depuis, les travaux d'un grand nombre de chimistes, et surtout ceux de M. Chevallier, ont démontré que les chlorures employés en arrosements ou lotions sont d'excellents agents hygiéniques pour l'assainissement des ateliers, des vaisseaux, des prisons, des lazarets, des hôpitaux, des salles de dissection, des salles de spectacle, des halles, des mines, des latrines et égouts, des puits et puisards, des écuries, des étables, et en général de tous les lieux rendus infects et malsains par la décomposition putride des matières végétales ou animales.

Ces chlorures sont encore employés pour les embaumements, les exhumations et les recherches médico-légales qui en sont la suite. On enveloppe alors les cadavres d'un drap mouillé avec une solution contenant 1/100 de son poids de chlorure de chaux. Cette précaution serait excellente à prendre pour inhumer, dans les temps de chaleur, les cadavres qui doivent traverser les cités et séjourner dans les églises.

On peut aussi en tirer un très-bon parti pour détruire l'odeur de la peinture dans les appartements fraîchement vernis. Il suffit tout simplement, dans ce cas, de saupoudrer de chlorure de chaux en poudre, du foin qu'on étale en couche épaisse sur le sol, et de n'ouvrir les appartements, pour renouveler l'air, qu'après vingt-quatre ou quarante-huit heures.

Ce qui rend les chlorures préférables au chlore pour tous ces emplois, c'est que l'odeur en est moins vive, moins suffocante; l'action en est lente, successive, continue, sans en être moins certaine, et peut être graduée à volonté; l'application en est simple; ils se conservent mieux et sont d'un transport plus facile.

Les chlorures ne se décomposent pas par eux-mêmes; ils n'abandonnent du chlore que quand ils sont en contact avec des acides, et l'acide carbonique que renferme l'air suffit pour produire cette décomposition. Darcet et M. Gaultier de Claubry ont établi par expérience :

1° Que la décomposition du chlorure de chaux à l'air est due à l'acide carbonique atmosphérique. Cet acide, en s'unissant à la chaux, chasse le chlore, qui réagit ensuite sur les miasmes et les décompose;

2° Qu'en faisant passer de l'air putride, privé par les alcalis causti-

ques d'acide carbonique, à travers du chlorure de chaux, cet air n'est pas désinfecté ;

3° Qu'il l'est, au contraire, lorsqu'on le fait passer à travers le chlorure sans le priver de son acide carbonique.

C'est parce que la décomposition de ces chlorures par l'acide carbonique de l'air est très-lente, que le chlore qui s'en dégage incessamment est moins susceptible d'agir sur l'économie animale, quoiqu'il décompose tout aussi bien les miasmes putrides. C'est donc une véritable fumigation guytonienne, seulement moins forte et plus longtemps prolongée.

En raison de cette action de l'air, il faut priver les chlorures de son contact, pour pouvoir les conserver sans altération.

Ils n'agissent également sur les matières colorantes qu'autant qu'ils sont en présence de l'air ou d'un acide. Alors ils les détruisent subitement. Toutefois leur action est bien plus faible que celle du chlore, à moins que les liqueurs colorées ne soient acides. Ainsi, avec les solutions d'indigo, qui sont toujours très-acides, il n'y a aucune différence entre l'action des chlorures et celle du chlore ; mais avec des décoctions végétales, les premiers n'agissent que très-lentement. C'est pour cette raison que, dans le blanchiment par les chlorures, on fait succéder aux bains de ceux-ci un bain d'acide sulfurique ou chlorhydrique qui met le chlore en liberté.

Quand on n'emploie pas d'acide, il faut agiter fortement la liqueur colorée qu'on a mêlée au chlorure, afin que l'acide carbonique de l'air puisse produire le même effet ; mais, dans ce cas, la décoloration est toujours moins prompte.

Les chlorures, et surtout le chlorure de chaux, sont encore employés au blanchiment des chiffons destinés à la fabrication du papier, aux enlevages des toiles peintes en fond uni sur lesquelles on veut produire des dessins. On les a aussi fait servir à la conservation des œufs, en plaçant ceux-ci dans une solution ne contenant que 1/32 de son poids de chlorure ; à la conservation de la viande (solution à 1/40$^{me}$) ; pour enlever à l'eau-de-vie de grains son odeur désagréable.

On les emploie encore journellement, ainsi que le chlore dissous, pour blanchir les vieilles estampes, restaurer les vieux livres, enlever les taches d'encre qui, très-souvent, diminuent la valeur de ces objets. Rien de plus simple que cette restauration. On trempe les estampes dans une légère dissolution de chlore ou de chlorure de chaux pendant quelques minutes, et on les passe ensuite dans de l'eau fraîche pour en ôter toute l'odeur. Lorsqu'il s'agit d'opérer sur un livre, il faut nécessairement le découdre et le mettre en feuilles. Le chlore n'attaque aucunement l'encre d'imprimerie, l'encre lithographique, qui ont pour base des corps gras et du noir de fumée, et qui diffèrent beaucoup, sous ce rapport, de l'encre ordinaire.

Le chlore et les chlorures rendent encore de nombreux services à la médecine. La première application de ces corps au traitement de certaines maladies est due au chirurgien Percy, qui employa, dit-on, l'*eau de Javelle*, en 1793, à l'armée du Rhin, contre la pourriture d'hôpital. Hallé, dans des expériences faites sur des malades

et sur lui-même, a constaté que le chlore liquide, étendu de 60 fois son poids d'eau et donné à la dose de 60 à 90 grammes, excite l'appétit et facilite la digestion. C'est le seul agent dont on puisse faire usage avec succès contre les asphyxies par l'hydrogène sulfuré et par les émanations qu'exhalent les fosses d'aisances. Dans ce cas, on trempe dans une faible dissolution de chlore ou de chlorure de soude, dit vulgairement *liqueur de Labarraque*, une éponge ou un tampon de linge qu'on place sous le nez du malade, jusqu'à ce qu'il soit revenu à la vie. Employé de cette manière, le chlore peut détruire les effets formidables de l'*acide prussique*, poison dont, jusqu'ici, la puissance n'avait pu être contre-balancée avec avantage. Mêlé à beaucoup d'air, on le fait quelquefois respirer aux phthisiques, d'après les indications de Gannal. Il est avantageux de se frotter les mains avec une solution légère de chlore ou de chlorure, matin et soir, lorsqu'on habite des lieux où se développent sans cesse des miasmes organiques ; il adhère à nos organes, et l'on se trouve exposé pendant tout le jour à une faible émanation de ce gaz. C'est de cette manière que Thenard fit cesser les ravages d'une épidémie qui désolait, en 1815, une partie de la Hollande. Le voisinage des établissements où l'on fabrique le chlore et les chlorures, celui des grandes blanchisseries bertholliennes, est, quoi qu'on en dise, plus salubre que nuisible à la santé publique. On peut citer, à l'appui de cette assertion, le Petit-Gentilly, dit *la Glacière*, la Maison-de-Seine, près Saint-Denis, aux environs de Paris, localités autrefois très-malsaines par les fièvres intermittentes qui y régnaient, et qui ont aujourd'hui totalement disparu, parce qu'il y a aux alentours des fabriques de chlore et des blanchisseries.

Vous le voyez par tout ce qui précède, Messieurs, le chlore est un des agents les plus précieux que la chimie ait fournis à l'industrie et à l'économie domestique. Sa découverte est donc un des faits les plus heureux pour la société, et celle-ci gardera avec religion le souvenir des deux savants, Schèele et Berthollet, dont les noms sont désormais inséparables de cette grande découverte.

L'industrie, en particulier, doit encore se montrer reconnaissante envers deux hommes qui lui ont fourni les moyens de constater, d'une manière aussi exacte que commode, la valeur des chlorures, c'est-à-dire leur richesse en chlore, et, par conséquent, de connaître à l'avance l'effet qu'ils peuvent produire comme agents décolorants ou désinfectants. Les chimistes qui ont cherché et résolu ce problème important, sont Descroizilles et Gay-Lussac.

Dès 1794, Descroizilles a construit pour les blanchisseurs un instrument qu'il appela *berthollimètre*, et qui a pour but d'évaluer la quantité de chlore en combinaison avec l'eau ou avec une base. Son procédé est fondé sur la propriété que possède le chlore ga-

zeux, dissous ou uni à un alcali, de décolorer l'indigo. Une dissolution est d'autant plus riche en chlore qu'elle décolore une plus grande quantité de la *liqueur d'épreuve*, qu'on prépare avec 1 partie d'indigo dissoute dans 9 parties d'acide sulfurique concentré, puis étendue dans 990 parties d'eau.

En 1824, Gay-Lussac a perfectionné singulièrement ce mode d'essai des chlorures, qu'il a appelé CHLOROMÉTRIE, et il a donné le nom de *chloromètre* au tube gradué destiné à mesurer la liqueur d'épreuve qui sert à *titrer* les dissolutions chlorées. Mais ayant reconnu plus tard que la liqueur d'épreuve faite avec l'indigo offre plusieurs inconvénients dans son emploi, notamment de s'altérer avec le temps, et de ne pas permettre de saisir avec précision le moment où l'action décolorante du chlore a fini de s'exercer sur elle, le même chimiste lui a substitué, en 1835, une solution d'acide arsénieux. Je vous décrirai les procédés chlorométriques au moment où je vous parlerai de ce dernier composé.

Pour terminer l'étude du chlore, examinons en particulier son hydracide.

### De l'Acide Chlorhydrique.

Il paraît que cet acide fut connu des alchimistes, puisque Basile Valentin en parle dans ses écrits sous le nom d'*esprit de sel;* il l'obtenait par la calcination du sel marin et du vitriol. Boyle le prépara plus tard en soumettant à une forte chaleur un mélange de limaille de fer, de sel commun et d'eau. Vers la fin du dix-septième siècle, Glauber, célèbre chimiste allemand, simplifia beaucoup le procédé d'extraction, en traitant, dans un appareil distillatoire, le sel marin par l'huile de vitriol. Il connaissait la nature gazeuse de cet acide, puisqu'il fait observer qu'on ne l'obtient point à l'état liquide, à moins de lui associer de l'eau. Mais c'est Priestley qui, en 1772, recueillit le premier l'acide du sel marin à l'état de gaz sur le mercure, constata ses principales propriétés et établit son analogie avec l'acide liquide. Cet acide portait déjà les noms d'*acide marin*, d'*acide muriatique*, dérivés du mot *muria*, qui, en latin, veut dire *eau salée, saumure.*

Lorsque Schèele eut découvert le chlore, il avança que l'acide muriatique était le résultat de l'union de ce gaz avec le phlogistique; et comme par phlogistique il entendait l'hydrogène, il s'ensuit que cet homme célèbre entrevit la véritable composition de cet acide longtemps avant qu'elle fût démontrée par l'expérience.

Cette opinion de Schèele resta dans l'oubli, et, à l'époque de l'établissement de la doctrine de Lavoisier sur l'acidité, l'acide muriatique fut envisagé comme un *oxacide* dont le radical était encore inconnu. Ce sont Gay-Lussac et Thenard, et sir H. Davy, qui

firent voir, par un grand nombre d'expériences, qu'il est formé de 1/2 volume de chlore et de 1/2 volume d'hydrogène. Aussi lui donnèrent-ils le nom d'*acide hydrochlorique*, qu'il a toujours porté depuis, mais qu'on a récemment changé en celui d'acide *chlorhydrique*. Cette découverte remarquable a ouvert une ère nouvelle pour la science, en créant une classe d'acides sans oxygène.

L'acide chlorhydrique se dégage incessamment des volcans, notamment du Vésuve, et se condense avec les vapeurs aqueuses, en formant alors des ruisseaux, des sources acides, quelquefois assez abondantes. On le trouve encore dans les eaux thermales qui avoisinent les volcans de l'Amérique méridionale, dans la proportion de 0,001 à 0,002, associé avec l'acide sulfurique libre. Quelquefois il se dégage dans les dépôts salifères, et certaines roches poreuses, telles que la *Domite* du Puy de Sarcouy, en Auvergne, en contiennent jusqu'à 2 et 3 p. 0/0 entre leurs pores.

Il a toujours la forme de gaz dans les circonstances ordinaires. Il est incolore, doué d'une odeur très-forte, piquante, d'une saveur analogue, acide, et il est tellement délétère qu'il est impossible de le respirer. Il suffoque subitement, en effet, les animaux qu'on y plonge. Mêlé à l'air, il excite vivement la toux, produit le larmoiement et le coryza. Le pharmacien Destouches l'a vu occasionner aussi d'autres accidents non moins graves, tels que de fortes coliques intermittentes, la diarrhée, etc. Il détermine des irritations sur la peau, et, lorsqu'on plonge les doigts dans une éprouvette qui en est remplie, il produit une sensation de chaleur qui est due à sa combinaison avec l'eau de transpiration qui recouvre ces organes.

Il répand des vapeurs blanches très-épaisses dans l'air, en raison de son action sur la vapeur aqueuse qu'il condense. Il rougit fortement la teinture de tournesol et éteint subitement les corps en combustion. Sa densité est de 1,24; un litre pèse 1gr,62.

Ce n'est pas un gaz permanent, puisqu'à + 10 degrés, sous la pression de 18 atmosphères, il se transforme en un liquide incolore que le froid le plus intense, la pression la plus forte ne peuvent toutefois solidifier.

Il est indécomposable par la chaleur.

Il a une telle affinité pour l'eau, que lorsqu'on débouche sous ce liquide, ainsi que nous le faisons, un flacon rempli de ce gaz bien pur, l'eau s'élance dans le vase avec une si grande rapidité, que l'œil ne peut suivre l'ascension du liquide. L'expérience a démontré qu'à + 20 degrés l'eau dissout les 3/4 de son poids de cet acide, ou, autrement, 464 fois son volume. C'est un des gaz les plus solubles. La glace l'absorbe aussi très-rapidement et se fond avec production de chaleur.

La dissolution saturée de ce gaz marque 26° 1/2 à l'aréo-

mètre de Baumé. On l'appelle *acide chlorhydrique liquide.* Elle a toutes les propriétés de l'acide gazeux. Elle cesse de répandre des vapeurs lorsqu'elle est très-étendue d'eau. Elle bout à la température de + 60 degrés et abandonne alors une grande partie de son gaz. Mais, à une certaine époque, le dégagement s'arrête, et le liquide restant, qui est très-acide, bout à + 110 degrés, et distille sans éprouver aucun changement, ni sans perdre davantage de gaz.

Edm. Davy a donné la table suivante, qui indique la quantité d'acide réel contenue dans l'acide liquide, à différents degrés de densité, pour la température de + 7° 22, et sous la pression de 76 centimètres.

| Degrés à l'aréomètre de Baumé. | Densité. | Quantité d'acide réel dans 100 parties d'acide liquide. |
|---|---|---|
| 26,5 | 1,21 | 42,43 |
| 24,5 | 1,19 | 38,38 |
| 22,0 | 1,17 | 34,34 |
| 20,0 | 1,15 | 30,30 |
| 17,5 | 1,13 | 26,26 |
| 15,0 | 1,11 | 22,22 |
| 13,0 | 1,09 | 18,18 |
| 10,0 | 1,07 | 14,14 |
| 7,5 | 1,05 | 10,10 |

La préparation du gaz chlorhydrique est une des plus simples des laboratoires. Elle se fait au moyen du sel marin ou *chlorure de sodium,* et de l'acide sulfurique étendu d'eau. On l'exécute en chauffant légèrement, dans un ballon A muni d'un tube recourbé D (*fig.* 84) 3 parties de sel

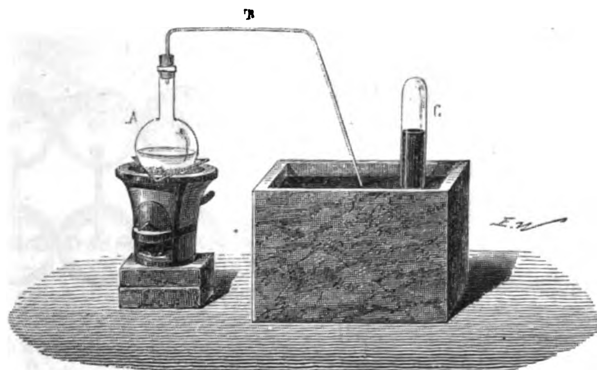



*Fig.* 81.

calciné et 3 parties d'acide sulfurique étendu de 1 partie d'eau. On recueille le gaz sous des cloches C pleines de mercure, lorsqu'il est complétement absorbé par l'eau, ce qui indique qu'il n'est plus mêlé d'air.

Quand on veut avoir une dissolution de cet acide, on fait usage d'un appareil de Woulf dont les flacons renferment autant d'eau qu'on emploie

de sel marin. Un kilogramme de sel desséché suffit pour saturer 700 grammes d'eau à la température de + 15 degrés.

Dans les arts, on se sert des mêmes matières premières pour obtenir l'acide chlorhydrique; seulement on les emploie dans d'autres proportions, et les appareils sont tout différents.

Le sel et l'acide sont introduits dans de grands cylindres de fonte A, A, A, A

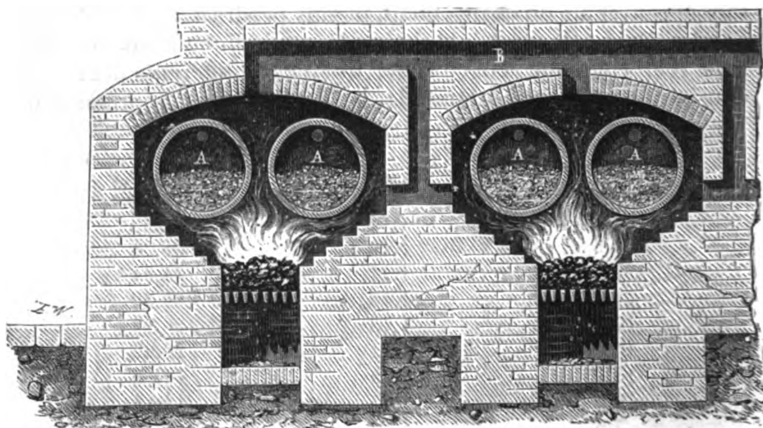



*Fig.* 85.

disposés par paires dans un fourneau en briques, dont voici une coupe transversale (*fig.* 85), un plan (*fig.* 86), et une coupe par un plan vertical passant par l'axe des cylindres (*fig.* 87).

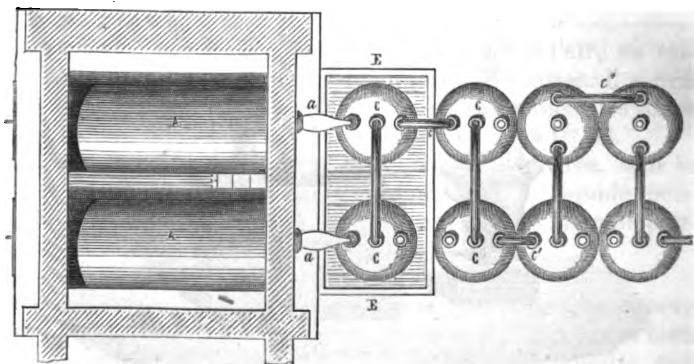



*Fig.* 86.

Les cylindres ont $1^m,66$ de long sur $0^m,5$ de diamètre et $0^m,03$ d'épaisseur. Ils sont fermés à leurs deux bouts par des obturateurs en fonte *f*, *f'* s'emboîtant dans une retraite circulaire qu'on lute à l'argile. Chaque obturateur èst muni d'un tuyau ; celui de devant *d* permet d'y poser un entonnoir *e* pour l'introduction de l'acide quand le

cylindre a reçu sa charge de sel; l'autre tuyau *o* reçoit une allonge *a* en grès lutée avec soin et communiquant par le moyen du tube en grès *b* à une série de grandes bouteilles en grès ou de bonbonnes à moitié remplies d'eau $C, C', C'', C'''$. Ces bonbonnes sont reliées entre elles par des tubes courbes en grès $c, c', c''$ ; elles ont, toutes, dans le bas, un robinet en plomb pour le soutirage de l'acide. Afin de mieux condenser les vapeurs, on multiplie ces bouteilles le plus que l'on peut, la première de chaque série plongeant dans une cave E remplie d'eau, et la dernière portant un tube qui va se rendre dans une cheminée dont le tirage est énergique.

Dans chaque cylindre on met 160 kilog. de sel et 130 kilog. d'acide sulfu-

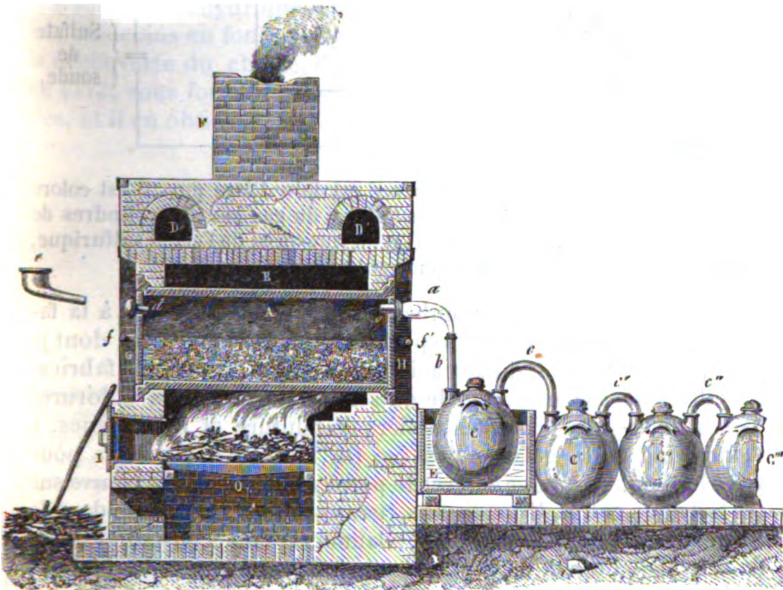


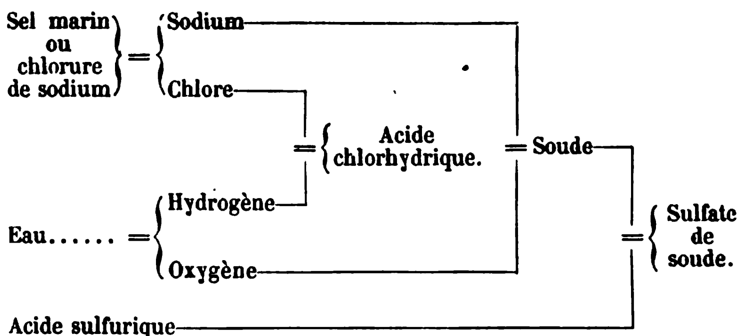

*Fig.* 87.

rique à 66 degrés. On en obtient 208 kilog. d'acide liquide à 22 ou 23 degrés à l'aréomètre de Baumé, ce qui fait à peu près 62 kilog. d'acide gazeux.

La fabrication de cet acide n'est, du reste, qu'une partie accessoire d'une opération plus importante, la préparation de la soude artificielle. Les fabriques de soude produisent tant d'acide chlorhydrique, que, dans beaucoup de localités, comme à Marseille, par exemple, on ne se donne même pas la peine de le recueillir.

La réaction au moyen de laquelle on produit le gaz chlorhydrique ne présente aucune difficulté dans son explication. Sous l'influence de l'acide sulfurique, l'eau du mélange se trouve décomposée, et ses deux principes, en se combinant aux deux composants du sel marin, c'est-à-dire au chlore et au sodium (métal de la soude), donnent naissance à du gaz chlorhydrique et à de l'oxyde de sodium ou soude. Celle-ci s'unit

ensuite à l'acide sulfurique, et forme alors le sel qu'on appelle *sulfate de soude*. Le tableau suivant va vous faire voir, Messieurs, la manière dont les choses se passent dans le ballon et dans les cylindres :




L'acide chlorhydrique du commerce est loin d'être pur. Il est coloré en jaune par du fer qui résulte de l'action du gaz sur les cylindres de fonte dans lesquels il se produit. Il renferme aussi de l'acide sulfurique, du chlore, et fort souvent de l'acide sulfureux.

Cet acide a des usages nombreux dans les arts. Il sert à la fabrication du chlore et des hypochlorites, de l'*eau régale*, dont je vous parlerai bientôt, du gaz acide carbonique destiné à la fabrication des eaux gazeuses, à celle du sel ammoniac et des chlorures d'étain si employés dans les ateliers de teinture et d'indiennes, à l'extraction de la gélatine des os. On l'utilise quelquefois pour virer les couleurs, pour enlever le peroxyde de fer qui se trouve sur les toiles de coton. Il joue, sous ce rapport, un grand rôle dans le blanchiment des tissus ligneux. Baumé (1) en a conseillé l'usage pour le blanchiment de la soie destinée à la confection des blondes et des gazes.

On s'en sert encore pour faire disparaître les incrustations qui se forment dans les conduits de distribution des eaux calcaires, pour nettoyer les murs des édifices noircis par le temps. Cette dernière application, due à M. Chevallier, est le moyen le plus éco-

(1) Antoine Baumé, né en 1728, peut être regardé comme le père de la pharmacie française, qui lui doit une grande partie de ses progrès. Ses *Éléments de pharmacie* sont encore bien certainement l'un des meilleurs ouvrages à consulter. Il cultiva aussi la chimie avec succès, fut démonstrateur de cette science au Jardin des Plantes, et appartint à l'Académie royale des sciences. Il a publié un *Cours de chimie expérimentale et raisonnée;* on lui doit la description de plusieurs arts chimiques et la construction d'un aréomètre qui est encore très-employé dans le commerce. Malheureusement, Baumé ne voulut jamais abandonner la doctrine chimique de Stahl, et, alors que tous les savants européens professaient la théorie de Lavoisier, seul il croyait encore à l'existence du phlogistique et à la nature élémentaire de l'eau. Il mourut à Paris en 1804.

nomique et le plus convenable de rendre moins prompte la destruction de nos monuments, comme aussi de leur conserver un très-bel aspect, qui n'a rien de celui du badigeon ou du grattage. On enlève d'abord la poussière avec un balai, on lave ensuite les murs avec de l'eau, puis avec de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique dans la proportion de 32 gram. d'acide par litre d'eau; on termine par un lavage à l'eau pure. Ce mode d'opérer qui rend à la pierre sa couleur naturelle, présente, sur le nettoyage par le grattage, une économie des cinq sixièmes de la dépense.

L'acide chlorhydrique est un réactif précieux pour les chimistes. Les médecins en font quelquefois d'heureuses applications. Avant la découverte du chlore, Guyton de Morveau en fit usage à Dijon, en 1773, sous forme de fumigations contre les émanations putrides, et il en obtint de bons effets.

---

# DIXIÈME LEÇON.

## DES COMPOSÉS DE L'AZOTE.

SOMMAIRE. — Des composés oxygénés de l'azote. — Lois remarquables que suivent les corps dans leurs combinaisons. — *Théorie des proportions multiples*, *théorie des proportions définies*. — De l'acide azotique. — De l'eau-forte. — De l'acide azoteux. — De l'acide hypoazotique. — Des oxydes de l'azote. — De l'AZOTURE D'HYDROGÈNE, ou *ammoniaque*. — Sa production dans une infinité de circonstances. — Caractères du gaz. — De l'ammoniaque liquide, ou *alcali volatil*. — Ses nombreux emplois dans les arts; fabrication des fausses perles. — Du carbonate d'ammoniaque.

En vous présentant, Messieurs, dès le début de ce cours, l'histoire chimique de l'air, je vous ai fait connaître les principales propriétés de l'*azote;* le moment est venu de compléter l'étude de cet important métalloïde, en vous parlant des composés binaires qu'il forme avec les autres éléments.

Il n'est pas facile d'enchaîner l'azote dans une combinaison, à cause de son indifférence chimique, mais enfin, à l'aide de procédés particuliers, on est parvenu à l'unir avec l'oxygène, l'hydrogène, le carbone, le soufre, le chlore. Les composés azotiques qui méritent surtout de fixer notre attention sont ceux qui renferment de l'oxygène ou de l'hydrogène, soit parce qu'ils servent à chaque instant, dans les laboratoires ou les ateliers, à obtenir une foule de produits, soit parce qu'ils prennent part à une infinité de réactions chimiques.

Parlons d'abord des composés oxygénés de l'azote.

### I. — COMPOSÉS OXYGÉNÉS DE L'AZOTE.

Ils sont au nombre de cinq. Trois sont des acides puissants; les deux autres, moins riches en oxygène, sont des composés neutres.

Ces composés présentent un rapport extrêmement remarquable entre les proportions de leurs éléments. — Le volume de l'azote restant le même dans tous, celui de l'oxygène varie dans les rapports suivants :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 100 vol. azote avec | | 50 vol. d'oxygène | forment | l'*oxyde azoteux* ou *protoxyde d'azote*. |
| 100 | — | 100 | — | l'*oxyde azotique* ou *bi-oxyde d'azote*. |
| 100 | — | 150 | — | l'*acide azoteux* ou *nitreux*. |
| 100 | — | 200 | — | l'*acide hypoazotique* ou *hyponitrique*. |
| 100 | — | 250 | — | l'*acide azotique* ou *nitrique*. |

C'est-à-dire que les nombres qui expriment le volume de l'oxygène ajouté à 100 d'azote sont, entre eux, comme les chiffres 1, 2, 3, 4, 5. Et notez bien que ce n'est jamais que dans ces rapports que les deux éléments s'unissent, car on ne peut unir à 100 d'azote ni moins de 50, ni plus de 250 d'oxygène.

Voilà certes un fait considérable, mais il n'est pas isolé. De semblables rapports simples s'observent dans tous les composés chimiques, aussi l'on peut dire, d'une manière générale, que :

*Lorsque, dans une série de composés auxquels les deux composants sont communs, l'un de ces composants varie en proportions, les nombres qui expriment ces proportions, en poids ou en volumes, sont entre eux comme les nombres* 1, 2, 3, 4, 5, etc., *c'est-à-dire dans des rapports multiples simples et constants.*

Cette loi, connue sous le nom de *Théorie des Proportions multiples,* est remarquable par sa généralité, car elle embrasse non-seulement les combinaisons binaires des éléments, mais aussi les composés d'un ordre plus élevé. Voici quelques autres exemples que je choisis au hasard.

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 100 de mercure s'unis. | | à | 3,95 d'oxygène | pour former | | le *protoxyde de mercure*. |
| 100 | — | — à | 7,90 | — | — | le *bi-oxyde de mercure*. |
| 100 | — | — à | 18 de chlore | | — | le *protochlorure de mercure*. |

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| 100 de chlore | s'unis. | à 36 de mercure | pour former | le *bichlorure de mercure.* |
| 100 de cuivre | — | à 25 de soufre | — | le *protosulfure de cuivre.* |
| 100 — | — | à 50 — | — | le *bisulfure de cuivre.* |

La loi des proportions multiples n'est qu'une conséquence d'une autre loi plus simple qu'on appelle *Théorie des proportions définies*, et qu'on peut ainsi formuler :

*Les corps ne forment jamais entre eux qu'un très-petit nombre de composés dont les éléments sont toujours réunis en proportions invariables ou définies.*

Ainsi, par exemple, l'oxygène, le soufre, le chlore ne s'unissent à un métal quelconque que dans 1, 2, 3 ou 4 proportions, rarement dans un plus grand nombre; et dans chacun des *oxydes*, des *sulfures*, des *chlorures* qui en résultent, les quantités pondérables de l'oxygène et du métal, du soufre et du métal, du chlore et du métal, sont toujours fixes, quelles que soient les circonstances dans lesquelles ces composés métalliques prennent naissance.

Ces lois admirables par leur simplicité et qui nous montrent que les combinaisons entre les différents corps de la nature ne se font pas au hasard, en nombres arbitraires et indéterminés, ont influé d'une manière notable sur les progrès de la chimie. Elles n'ont point été connues de Lavoisier et de son école; elles ont été entrevues, vers 1777, par deux chimistes allemands, Wenzel de Dresde, et Richter de Berlin, dont les ouvrages restèrent, pour ainsi dire, ignorés de leurs contemporains. C'est que les brillantes découvertes de Lavoisier, de Berthollet, de Monge, de Priestley, de Cavendish, de Schèele, de Guyton de Morveau, de Fourcroy, de Volta, qui occupaient alors tous les esprits, éclipsèrent complétement celles de Wenzel et de Richter, qui reposaient sur une base plus modeste, quoique non moins importante. Mais si les deux chimistes allemands reconnurent les premières lois de la statique chimique, ce n'est point à eux qu'était réservée la gloire de les généraliser, de les formuler d'une manière claire et précise, et d'en former un corps de doctrine qui devait plus tard être généralement adoptée. C'est à Dalton, chimiste de Manchester, que revient cet honneur; ses premières publications à ce sujet datent de 1807. Wollaston, Gay-Lussac, Berzelius appuyèrent les idées de Dalton par leurs nombreuses expériences et contribuèrent plus que tous autres à les faire admettre par l'universalité des savants.

Après ces préliminaires nécessaires, occupons-nous des composés de l'azote dans l'ordre de leur importance. Sous ce rapport, c'est par l'acide azotique que nous devons commencer, d'autant

plus qu'il sert à obtenir les autres par les décompositions qu'on lui fait subir.

### De l'Acide azotique ou nitrique.

L'Arabe Geber, l'un des philosophes alchimistes les plus célèbres de la fin du huitième siècle ou du commencement du neuvième, est le premier qui ait fait mention de l'acide azotique, sous le nom d'*eau dissolvante*, et qui l'ait employé comme dissolvant. Il l'obtenait en distillant un mélange de vitriol de Chypre, de nitre et d'alun. Albert le Grand, né en 1193, et qui occupe le premier rang parmi les théologiens et les physiciens du moyen âge, décrit aussi avec beaucoup d'exactitude la préparation de cet acide, qu'il appelle *Eau prime*, ou *Eau philosophique au premier degré de perfection*. Il en indique les principales propriétés, surtout celles de séparer l'argent de l'or et d'oxyder les métaux. C'est donc à tort que tous les auteurs attribuent la découverte de cet acide à l'alchimiste Raymond Lulle, né en 1235 (1). Il n'a d'autre mérite que de l'avoir appelé le premier *Eau-forte*, nom encore usité dans le commerce, et d'avoir imaginé le *nitre dulcifié*, mélange d'acide azotique et d'esprit-de-vin employé en médecine.

L'acide dont nous parlons, appelé plus tard *Esprit de nitre, Acide du nitre*, *Acide nitreux*, parce qu'on l'obtenait en distillant un mélange de nitre et d'argile, fut, pendant longtemps, confondu avec un autre acide de l'azote, l'*acide hypoazotique;* c'est Schèele qui en fit la distinction en 1774. Mais ce n'est qu'en 1784 qu'on fut fixé sur sa véritable nature chimique, grâce aux belles expériences

(1) L'histoire de Raymond Lulle, un des plus célèbres alchimistes du moyen âge, est assez curieuse. Né d'une famille noble et riche, il passa les années de sa jeunesse dans les fêtes et les plaisirs. L'amour décida de sa destinée; il devint moine, chimiste et médecin. Éperdument amoureux d'une jeune fille de Majorque, la signora Ambrosia de Castello, qui refusait obstinément de céder à ses vœux, il la pressa tellement, qu'elle lui découvrit son sein que ravageait un affreux cancer. Raymond Lulle, frappé d'horreur, renonça au monde et entra dans un cloître à l'âge de trente ans. Là, il se livra à l'étude de la théologie et à celle des sciences physiques avec l'ardeur qu'il avait mise dans ses folies de jeune homme. Bientôt après, ayant conçu l'idée d'une croisade, il entreprit d'immenses voyages en France, en Angleterre, en Allemagne, en Italie et en Afrique, où il fut lapidé, prêchant le christianisme. Tout en voyageant sans cesse, il trouva le moyen d'écrire dans presque tous les pays, et souvent simultanément, sur la chimie, la physique, la médecine et la théologie. C'est sous Arnauld de Villeneuve, professeur de médecine à Montpellier et alchimiste non moins célèbre, qu'il apprit la médecine et la chimie. Ses contemporains l'avaient surnommé le *Docteur illuminé*. « Parmi les alchimistes, dit M. Dumas, Raymond Lulle a fait école, et l'on peut dire qu'il a donné une direction utile. En effet, c'est lui qui, cherchant la pierre philosophale par la voie humide, et qui employant la distillation comme moyen, a fixé leur attention sur les produits volatils de la décomposition des corps. » Il a écrit surtout sur les eaux-fortes et les métaux.

de Cavendish, qui détermina, même assez exactement, les proportions de ses principes constituants. Lavoisier lui donna le nom d'*acide nitrique*, qu'il a porté jusque dans ces derniers temps.

Cet acide n'existe pas dans la nature à l'état de liberté; les composés salins dont il fait partie sont même très-peu nombreux, puisqu'on ne connaît, jusqu'à présent, à la surface de la terre, que les *azotates* de chaux, de magnésie, de potasse, de soude et d'ammoniaque. Il prend naissance dans les temps d'orage, sous l'influence de la foudre ; aussi les pluies entraînent-elles des hautes régions atmosphériques de l'azotate d'ammoniaque, et même de l'azotate de chaux. Ce fait n'a rien d'extraordinaire, puisque Cavendish nous a appris qu'une série d'étincelles électriques, qui arrivent dans un mélange d'oxygène et d'azote humides, déterminent toujours la production d'une certaine quantité d'acide azotique.

Le procédé que l'on suit aujourd'hui pour se procurer ce précieux dissolvant dont les arts chimiques ne pourraient se passer, est celui qui a été indiqué par Basile Valentin, vers la fin du quinzième siècle. Il consiste à soumettre le nitre ou *azotate de potasse* à l'action de l'acide sulfurique concentré, avec le concours d'une certaine température.

Dans les laboratoires, on se sert d'un appareil distillatoire en verre (*fig.* 88);

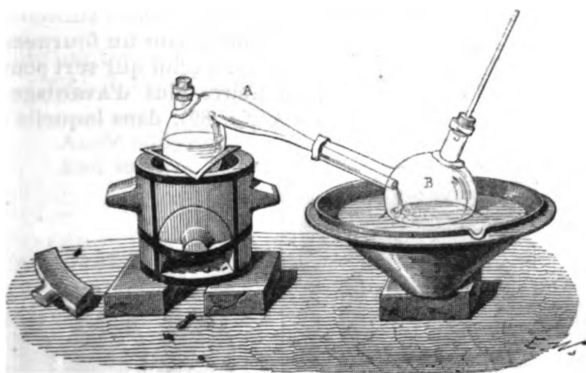



*Fig.* 88.

dans la cornue A, on introduit successivement 6 parties de nitre en poudre et 4 parties d'acide sulfurique du commerce. On chauffe légèrement. Des vapeurs rouges apparaissent, et l'acide azotique commence à distiller. On le recueille dans un ballon en verre B, refroidi extérieurement par de l'eau. On chauffe jusqu'à ce que la masse contenue dans la cornue devienne pâteuse et que les vapeurs rouges se montrent de nouveau. A cet instant, on suspend le feu, et on recueille l'acide azotique fumant dans un flacon bouché à l'émeri.

Ce qui se passe dans cette opération est simple. L'acide sulfurique déplace l'acide azotique pour s'unir à la potasse du nitre, de sorte qu'il reste dans la cornue du *bisulfate de potasse.* Toutefois, au commencement et à la fin de la distillation, une certaine quantité d'acide azotique est perdue, parce qu'elle se transforme en un gaz rougeâtre qu'on appelle *acide hypoazotique.*

L'acide obtenu est coloré en jaune par ce dernier composé et par un peu de chlore provenant du sel marin qui existe toujours en petite quantité dans le nitre employé. Il contient, en outre, de l'acide sulfurique. On le purifie en le distillant sur un peu de nitre, qui absorbe tout l'acide sulfurique, puis en le faisant chauffer dans un matras à long col, jusqu'à ce qu'il soit devenu incolore, par la volatilisation du chlore et de l'acide hypoazotique. Mais comme le dernier est fort difficile à chasser complétement, M. Millon conseille avec raison d'ajouter, avant la distillation, 1 gramme de bichrômate de potasse par 100 grammes d'acide. L'acide hypoazotique prend de l'oxygène à l'acide chromique du sel pour se changer en acide azotique.

L'acide rectifié marque ordinairement 41 à 42 degrés à l'aréomètre. On doit le conserver à l'abri de la lumière.

Dans les fabriques de produits chimiques, on opère par le même procédé, seulement la nature et la forme des appareils diffèrent. On remplace le nitre par le *salpêtre du Chili* ou *azotate de soude* qui est à un prix moins élevé que l'azotate de potasse.

Pour 100 p. d'azotate de soude, on emploie 65 p. d'acide sulfurique à 66 degrés, ramené à 62 ou 63 degrés à l'aide d'une quantité d'eau suffisante. On effectuait autrefois la réaction de ces deux substances dans des cylindres en fonte disposés horizontalement dans un fourneau approprié, c'est-à-dire dans un appareil analogue à celui qui sert pour l'acide chlorhydrique. Mais, aujourd'hui, on trouve plus d'avantage à faire usage d'une vaste chaudière en fonte A (*fig.* 89), dans laquelle on peut

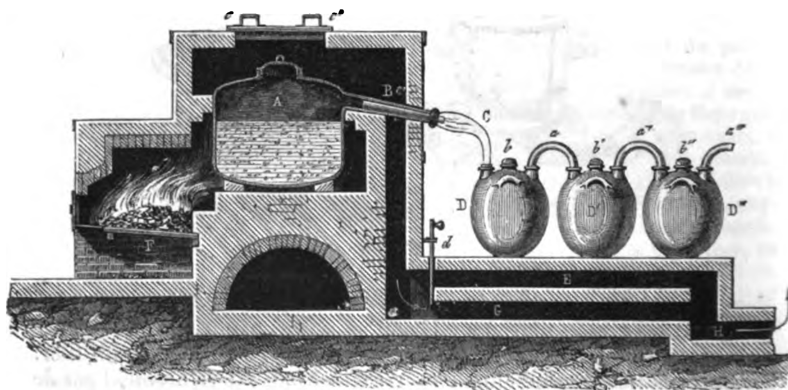



*Fig.* 89.

charger 400 kilogrammes de sel. Cette chaudière est fermée par un cou-

vercle en fonte, qu'on lute à l'argile; on ferme l'ouverture supérieure *cc'* du fourneau au centre duquel elle est placée. On adapte à la tubulure B de la chaudière une allonge en verre C, destinée à conduire les vapeurs acides dans des bonbonnes cylindriques en grès D, D', D" faisant office de récipients.

Ces bonbonnes, au nombre de douze, sont placées les unes à la suite des autres et communiquent entre elles par des tubes courbes *a*, *a'*, *a"* en grès: la dernière est en rapport avec une cheminée d'appel qui absorbe tous les gaz non condensés. Dans chacun de ces vases, on introduit par leurs tubulures *b*, *b'*, *b"* le tiers de leur volume d'eau ou d'acide azotique faible, qui facilite la condensation des vapeurs émanées de la chaudière. Ces vapeurs sont assez chaudes pour rectifier et blanchir l'acide du premier récipient. Quant à celui qu'on obtient dans les suivants, il est jaune rougeâtre. On parvient à chasser le chlore et l'acide hypoazotique qui le colorent, en échauffant les bonbonnes par les produits de la combustion qu'on fait passer, à l'aide du registre *d* qu'on soulève, dans le conduit E, au lieu de les laisser s'engager, comme d'habitude, dans la cheminée rampante G, qui les porte dans la grande cheminée centrale qu'on ne voit pas dans la figure.

L'acide que l'on retire d'une opération ne marque pas également 36 degrés, comme l'exige le commerce ; il est toujours à un degré supérieur. On le ramène au point voulu par des additions d'eau.

Théoriquement l'azotate de soude du commerce devrait fournir 134 p. 100 d'acide à 36 degrés; mais, en pratique, on dépasse rarement le rendement de 127 à 129. On trouve dans la chaudière, comme résidu, du sulfate acide de soude, qu'on utilise à la fabrication de la soude artificielle.

L'acide azotique, à son maximum de concentration, a une densité de 1,52; il est alors formé, sur 100 parties, de :

| | |
|---|---|
| Acide anhydre ........................ | 85,75 |
| Eau intimement combinée............. | 14,25 |
| | 100,00 |

On ne peut lui enlever cette eau par la distillation; elle lui donne de la stabilité, car lorsqu'on cherche à l'en dépouiller, il se décompose immédiatement et se transforme en oxygène et en acide hypoazotique. Il ne l'abandonne qu'en s'unissant aux oxydes métalliques.

Néanmoins, en 1849, M. Deville est parvenu à obtenir l'acide azotique anhydre. Son procédé consiste à faire passer un courant de chlore sec, à la température de + 95°, sur de l'azotate d'argent fondu, et à recevoir les produits dans un tube entouré d'un mélange réfrigérant. Une partie de l'acide se décompose, mais l'autre partie cristallise en beaux prismes. Dans cet état, cet acide pur est tellement instable qu'il est difficile de le conserver même dans des tubes en verre scellés à la lampe. Ce n'est donc qu'un produit curieux au point de vue scientifique.

L'acide anhydre a la composition suivante :

| | |
|---|---|
| Azote ................... | 25,92 |
| Oxygène.................. | 74,08 |
| | 100,00 |

L'acide azotique ordinaire, pris dans son état de pureté, se présente sous la forme d'un liquide blanc, d'une odeur désagréable, répandant de légères fumées blanches au contact de l'air.

Il est très-sapide, très-corrosif. Il attaque profondément les tissus organiques, même à la température ordinaire. Il colore en jaune les matières animales. Concentré, c'est donc un des poisons les plus violents, et, à cause de ses nombreux usages dans les arts, un des plus souvent employés. Ce qu'il y a de mieux à faire, lorsqu'une personne a bu, par mégarde, de *l'eau-forte*, c'est de lui administrer, le plus promptement et le plus abondamment possible, des liqueurs adoucissantes, du lait, de l'eau de gomme ; puis, si on le peut, comme neutralisants, de la magnésie calcinée délayée dans l'eau, de l'eau de chaux ou une dissolution de savon. C'est à cause de la facilité avec laquelle il désorganise les tissus animaux qu'on emploie très-souvent cet acide concentré pour détruire les petites excroissances, les verrués; pour cautériser les plaies envenimées, les ulcères, etc.

Il se congèle à — 50 degrés. Il bout à + 86, en donnant des vapeurs blanches légèrement colorées par un peu d'acide hypoazotique provenant de sa décomposition partielle; peu à peu son point d'ébullition s'élève, et se fixe entre 125 et 128 degrés.

A la chaleur blanche, il est complétement transformé en oxygène et en azote; à une chaleur moindre, celle du rouge, en oxygène et en acide hypoazotique.

La lumière solaire agit aussi de cette manière sur l'acide concentré (marquant 35 degrés et au-dessus) et le colore promptement en jaune. Étendu d'eau, marquant 26 degrés (c'est l'*eau-forte* du commerce), ou 20 degrés (c'est l'*eau-forte seconde* du commerce qu'on appelle plus ordinairement *eau seconde*), il n'est plus altéré par la lumière.

Il se mêle à l'eau en toutes proportions. Sa densité diminue avec la quantité d'eau, quoique le volume du mélange soit moindre que celui des deux composants. La table suivante, due à Thenard, montre le rapport qu'il y a entre la densité et les degrés de l'aréomètre.

| Densité de l'acide. | Degrés correspondants de l'aréomètre. | Acide anhydre sur 100 parties. |
|---|---|---|
| 1,51 | 48° 1/2 | 85,75 |
| 1,50 | 48 | 79,70 |
| 1,45 | 45 | 67,74 |
| 1,42 | 43 | 60,16 |
| 1,40 | 41 1/2 | 56,19 |
| 1,35 | 38 | 48,22 |
| 1,30 | 34 | 40,25 |
| 1,15 | 15 | 21,92 |

L'acide cesse de fumer à l'air dès qu'il est mêlé à la moitié de son poids d'eau.

Formé d'éléments qui tiennent faiblement l'un à l'autre, l'acide azotique est décomposé sous les moindres influences, et il cède très-aisément tout ou partie de son oxygène aux corps combustibles sur lesquels on le fait réagir. La plupart de ces corps le décomposent, même à la température ordinaire, en s'oxygénant à ses dépens. Il se dégage alors ou de l'azote pur, ou des oxydes d'azote.

Qu'on fasse chauffer légèrement cet acide sur du charbon, du soufre ou du phosphore, une vive réaction se manifestera; il se produira de l'acide carbonique, de l'acide sulfurique ou de l'acide phosphorique, et des vapeurs rougeâtres d'acide hypoazotique.

Que l'on dirige un courant de gaz acide sulfureux à travers ce même acide chaud, il est changé en acide sulfurique, et il se produit d'abondantes vapeurs rutilantes.

A chaque instant, on utilise cette action oxygénante de l'acide azotique pour préparer beaucoup de composés différents.

C'est surtout sous ce rapport qu'il est un agent précieux dans les laboratoires et les ateliers, pour attaquer, dissoudre ou simplement décaper les métaux, faire l'essai des monnaies, opérer l'affinage de l'or et du platine, pour la gravure sur cuivre et sur acier, la dorure sur laiton et autres métaux. — Les chapeliers en font usage pour dissoudre le mercure destiné au secrétage des poils; les artificiers, pour changer le coton en une poudre excessivement combustible; les teinturiers et les imprimeurs de tissus, pour colorer les foulards de soie en jaune ou en orange, pour teindre les lisières de draps en pièces.

La fabrication de l'acide sulfurique, de l'acide oxalique, du précipité rouge, celle des amorces fulminantes, l'essai des huiles, etc., en consomment encore énormément. On estime à près de 5 millions de kilogrammes la quantité d'acide azotique que l'industrie française demande annuellement à nos fabriques de produits chimiques.

### Acides azoteux et hypoazotique.

Les deux autres acides formés par l'azote et l'oxygène sont loin d'être aussi importants que l'acide azotique.

L'un d'eux, le moins oxygéné, et que, pour cette raison, on nomme *acide azoteux*, ne peut exister qu'en combinaison avec les oxydes métalliques. Dès qu'on l'isole de ces derniers, il se décompose et se transforme en acide hypoazotique et en bioxyde d'azote.

L'autre, nommé *acide hypoazotique*, se produit dans une foule de circonstances; toutes les fois, par exemple, qu'on chauffe les autres composés oxygénés de l'azote.

Pour se procurer cet acide, on calcine fortement l'*azotate de plomb* sec dans une cornue en grès, dont le col A (*fig.* 90) est adapté à un large tube de verre B recourbé en forme d'U, maintenu dans un mélange réfrigérant de glace et de sel C. — La chaleur décompose l'azotate de plomb. Comme ce sel ne renferme pas d'eau et que l'acide azotique ne peut exister à l'état anhydre, à la température à laquelle s'opère cette décomposition, il se transforme en oxygène et en acide hypoazotique. Ce dernier se condense dans le tube refroidi, tandis que l'oxygène se dégage par la pointe effilée. Il reste dans la cornue l'oxyde de plomb.

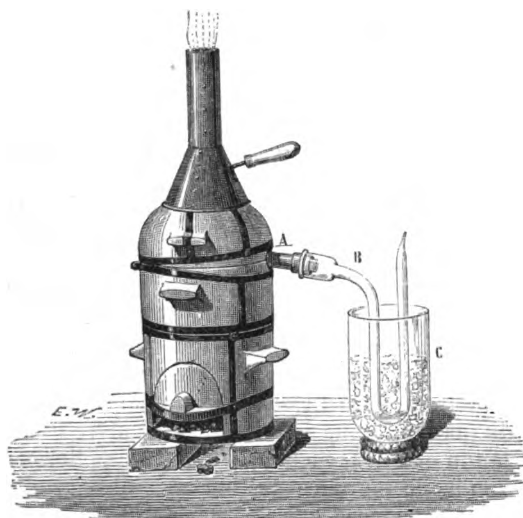


*Fig.* 90.

Le liquide qui distille d'abord dans le tube est verdâtre ; si on change de récipient, on reçoit en second lieu un liquide incolore ; enfin, en recueillant à part les derniers produits de la distillation, on obtient en abondance de l'acide incolore et cristallisé en prismes transparents.

L'acide hypoazotique ne reste solide et incolore qu'autant que la température se maintient à — 10 degrés. Dès qu'il y a la plus

légère trace d'humidité, les cristaux disparaissent et se changent en un liquide vert et incristallisable, dont la couleur verte devient plus intense avec la proportion d'eau qui s'y trouve.

Comme habituellement on ne fractionne pas les produits de l'opération précédente, l'acide condensé dans le tube s'offre sous l'aspect d'un liquide fortement coloré en jaune orangé ou en jaune verdâtre. Il a une odeur très-forte, insupportable, et il répand d'abondantes vapeurs rougeâtres ou rutilantes, qu'on désigne sous le nom impropre de *vapeur nitreuse* ou de *gaz acide nitreux*. Ces vapeurs sont excessivement délétères et produisent très-promptement une inflammation mortelle des poumons.

L'acide liquide est éminemment volatil, puisqu'il bout à + 22 degrés.

Il agit encore plus vivement que l'acide azotique sur les tissus animaux, les corps combustibles simples et composés, auxquels il cède tout ou partie de son oxygène.

L'eau le décompose et le convertit en acide azotique qui se dissout, et en bioxyde d'azote qui se dégage, mais qui, au contact de l'air, se change en vapeurs rutilantes.

En se dissolvant dans l'acide azotique, il le colore successivement en bleu clair, vert d'émeraude, jaune foncé ou brun. En versant de l'eau dans ces liqueurs différemment colorées, il se dégage beaucoup de bioxyde d'azote, et elles se décolorent en passant par des nuances intermédiaires, depuis le brun jusqu'au bleu clair.

L'acide hypoazotique précipite instantanément le soufre de l'acide sulfhydrique, et son action dans ce cas est si prononcée, que de très-petites quantités de ce gaz dissoutes dans l'eau sont rendues manifestes, comme vous allez en être témoins, par le trouble laiteux qu'il y occasionne.

Le même acide ne peut s'unir aux bases; en contact avec elles, il se dédouble en acide azoteux et en acide azotique; d'où l'on a conclu que c'est un composé mixte de ces deux acides; voilà pourquoi plusieurs chimistes l'appellent *acide nitroso-nitrique* ou *azoto-azotique*.

Quoi qu'il en soit, il joue un rôle important dans la fabrication de l'acide sulfurique, car c'est lui qui suroxygène l'acide sulfureux dans les chambres de plomb, ainsi que nous le verrons bientôt.

Disons, en terminant, que les deux acides de l'azote dont il vient d'être question, ont la composition suivante :

| | Acide azoteux. | Acide hypoazotique. |
|---|---|---|
| Azote.................. | 36,84 | 30,44 |
| Oxygène............... | 63,16 | 69,56 |
| | 100,00 | 100.00 |

### Des oxydes d'azote.

Les deux oxydes de l'azote sont gazeux. Aucun d'eux n'existe dans la nature. Ils possèdent des propriétés extrêmement remarquables. Leur découverte date de 1772; elle est due à Hales et à Priestley. Voici leur composition.

| | Protoxyde d'azote. | Bioxyde d'azote. |
|---|---|---|
| Azote.................... | 63,67 | 46,67 |
| Oxygène............... | 36,33 | 53,33 |
| | 100,00 | 100,00 |

1° Le *protoxyde d'azote* ou *oxyde azoteux* n'a ni couleur, ni odeur; sa saveur est légèrement sucrée. Il n'a aucune action sur les couleurs bleues végétales. Il est plus lourd que l'air, puisque sa densité est représentée par 1,52; un litre de ce gaz pèse 1gr,976.

A la température de 0 degré, une pression de 30 atmosphères le liquéfie. M. Faraday l'a même obtenu à l'état solide et cristallin par l'intervention d'un froid intense et d'une pression de 40 atmosphères. Le protoxyde d'azote liquéfié produit, en s'évaporant, un froid beaucoup plus grand que l'acide carbonique liquide.

Gazeux, il partage avec l'oxygène la propriété d'entretenir la combustion; il peut même, comme ce dernier, rallumer une bougie qui présente dans sa mèche quelques points en ignition. — Le charbon, le phosphore, le soufre brûlent dans son sein avec plus d'éclat que dans l'air ordinaire. Avec 1 volume d'hydrogène, il détone par l'approche d'un corps enflammé.

L'eau en dissout environ les 4/5 de son volume, en acquérant une saveur sucrée très-prononcée.

Mais ce qui le caractérise surtout, c'est son action sur l'économie animale. Les petits animaux qu'on plonge dans son atmosphère ne donnent de signes de malaise qu'au bout d'un certain temps; alors ils exécutent beaucoup de mouvements et tombent asphyxiés.

Ses effets sur l'homme sont très-variés. Suivant sir H. Davy, qui le premier, en 1799, a respiré ce gaz, on éprouve, après la première inspiration, une sorte de vertige qui diminue à mesure qu'on l'absorbe en plus grande quantité. On sent une légère pression aux muscles, un chatouillement aux extrémités, un frémissement très-agréable, particulièrement dans la poitrine; en un mot, une espèce d'ivresse qui dure une ou deux minutes. Vers la fin de la respiration, l'agitation augmente, les facultés du pouvoir musculaire s'exaltent; on éprouve une propension irrésisti-

ble au mouvement. Ces effets cessent dès qu'on arrête l'inspiration du gaz, et en moins de dix minutes on est entièrement rétabli.

Les expériences de Davy eurent un grand retentissement en Angleterre et en France, où le protoxyde d'azote reçut le nom de *gaz hilarant, gaz du paradis.* Le célèbre chimiste anglais fit la remarque curieuse que ce gaz abolit la douleur physique, et il en tira cette conséquence qu'on pourrait l'employer probablement avec avantage dans les opérations chirurgicales ; c'est ce qu'a parfaitement démontré, en 1844, un dentiste américain, Horace Wels, de Hartford. Il est constant qu'avant de produire l'asphyxie qui conduit à la mort, le protoxyde d'azote détermine tous les symptômes de l'ivresse et l'insensibilité des muscles, absolument comme la vapeur d'éther et celle du chloroforme, si employées de nos jours pour provoquer l'anesthésie sur les malades qu'on veut opérer.

Lorsque le gaz est impur, il devient la cause de sensations douloureuses, d'accidents graves ; c'est là ce qui explique les résultats contradictoires signalés par divers chimistes. Il se peut aussi que la constitution des individus ait une certaine influence sur les effets produits (1).

On se procure le protoxyde d'azote en décomposant par la chaleur l'*azotate d'ammoniaque.* L'opération s'exécute dans une petite cornue ou dans un ballon de verre (*fig.* 91) muni d'un tube qui conduit le gaz

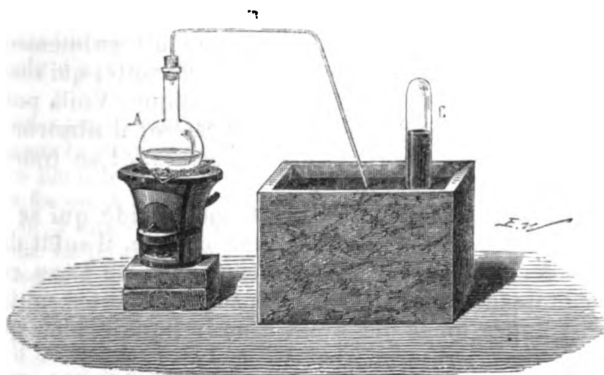



*Fig.* 91

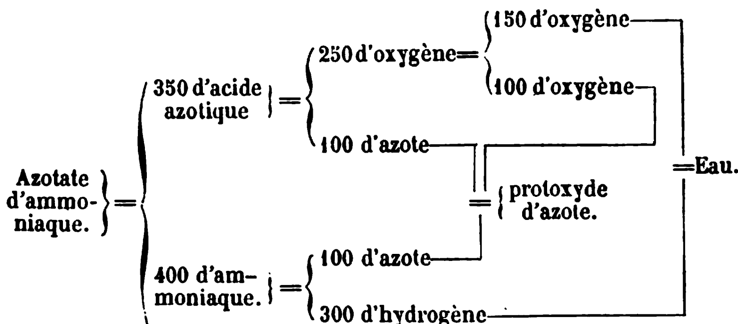
dans des cloches pleines de mercure. On agit sur 40 à 50 grammes de sel en cristaux.

(1) On dit que sir H. Davy, qui est mort à Genève à l'âge de 50 ans, faisait un usage continuel de protoxyde d'azote pour se procurer une exaltation passagère, et on attribue même sa fin prématurée à l'abus qu'il en faisait.

Par une réaction que la chaleur provoque entre les principes élémentaires de l'azotate d'ammoniaque, tout se convertit en eau et en protoxyde d'azote. Voici comment :

L'ammoniaque, qui est unie à l'acide azotique, est un composé d'azote et d'hydrogène. Celui-ci s'empare d'une certaine quantité de l'oxygène de l'acide pour former de l'eau, tandis que son azote, en se réunissant avec l'azote et le restant de l'oxygène de l'acide décomposé, donne naissance au protoxyde d'azote que l'on recueille.

Voici la formule de cette réaction :




2° Le *bioxyde d'azote* ou *oxyde azotique*, nommé souvent *gaz nitreux*, *gaz rutilant*, est incolore, et se distingue de tous les gaz connus par la manière dont il se comporte avec l'oxygène ou l'air. Dès qu'il a le contact de ces fluides, il produit subitement des vapeurs rouges très-foncées, d'une odeur suffocante, qui sont dues à la formation instantanée d'acide hypoazotique. Voilà pourquoi l'oxyde azotique est irrespirable et si délétère ; il absorbe l'oxygène de l'air contenu dans les voies aériennes, et se transforme en acide hypoazotique qui tue.

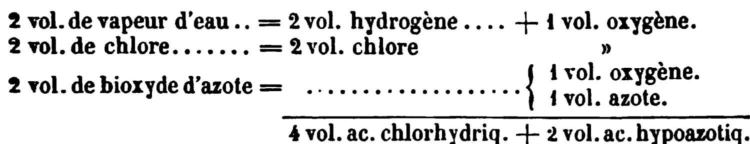
Pour constater que c'est bien un composé acide qui se forme par le contact de l'oxygène et du bioxyde d'azote, il suffit de faire passer ces deux gaz dans une cloche contenant de l'eau colorée par la teinture de tournesol. Les vapeurs rutilantes ne tardent pas à disparaître en se dissolvant dans le liquide bleu qu'elles rougissent.

La propriété d'absorber l'oxygène, dont jouit à un si haut degré le gaz dont nous parlons, l'a fait employer pendant longtemps pour l'analyse de l'air. Mais ce moyen présente quelques chances d'erreur, et on y a renoncé. Dreissen a proposé de s'en servir pour reconnaître quand une eau naturelle est ou n'est pas aérée. On donne une légère teinte bleue à cette eau au moyen du tournesol, et on la met ensuite en contact avec le bioxyde d'azote. La teinte bleue passe au rouge lorsque l'eau renferme de l'air, puisque

celui-ci convertit le gaz en acide hypoazotique. Mais ce procédé ne réussit pas toujours.

Le bioxyde d'azote n'a pu être liquéfié jusqu'ici. Il n'a par lui-même aucune action sur les couleurs. Sa densité, 1,039, est à peine supérieure à celle de l'air ; le litre pèse 1gr,344. Il ne peut entretenir la combustion des bougies ; malgré cela, le phosphore enflammé y brûle avec presque autant d'éclat que dans l'oxygène.

Il est à peine soluble dans l'eau. En présence de celle-ci, le chlore le fait passer à l'état d'acide hypoazotique en formant de l'acide chlorhydrique, ce qui prouve que ce sont les deux principes de l'eau qui opèrent cette double transformation ; c'est ce qu'on voit très-bien par la légende suivante :



| | | |
|---|---|---|
| 2 vol. de vapeur d'eau.. = | 2 vol. hydrogène .... + | 1 vol. oxygène. |
| 2 vol. de chlore....... = | 2 vol. chlore | » |
| 2 vol. de bioxyde d'azote = | .................... | { 1 vol. oxygène.<br>1 vol. azote. |
| | 4 vol. ac. chlorhydriq. + | 2 vol. ac. hypoazotiq. |

Tous les corps avides d'oxygène ramènent le bioxyde d'azote à l'état de protoxyde. C'est ce qui arrive surtout avec le sulfite de soude, l'hydrogène sulfuré, la limaille de fer humide, qu'on enferme dans une cloche pleine de ce gaz ; au bout de huit à dix jours, la réaction est terminée, à la température ordinaire. C'est en agissant ainsi que Priestley a été conduit à la découverte du protoxyde d'azote.

On obtient aisément le bioxyde d'azote par la réaction de l'acide azotique sur la plupart des métaux. On choisit de préférence le cuivre réduit en limaille ou en copeaux. On en introduit 40 ou 50 grammes dans un flacon A (*fig.* 92) avec environ 100 grammes d'acide azotique étendu de 2 fois son volume d'eau. Aussitôt une réaction très-vive se produit. Le liquide s'échauffe beaucoup, se colore en vert, bout tumultueusement, et une grande quantité de bioxyde d'azote se dégage, entraînant avec lui de l'acide azotique et de l'acide hypoazotique. On le dépouille de ces derniers en le faisant passer, au moyen du tube recourbé B et du tube droit C, à travers l'eau du flacon D, au fond duquel il y a une certaine quantité de copeaux de cuivre. On laisse perdre les premières portions et on recueille les suivantes par le tube E dans des cloches pleines d'eau, ou mieux de mercure. Après la réaction, le liquide du flacon A a une couleur bleue. Il renferme de l'*azotate de cuivre*. Voici comment on peut expliquer la formation de ce sel et de l'oxyde azotique, produits essentiels de l'opération.

L'acide azotique, en contact avec le cuivre, est aussitôt décomposé par lui ; il lui cède une partie de son oxygène et se trouve ramené à l'état de bioxyde d'azote. Mais tout l'acide employé n'éprouve pas cet

effet : ce qui n'est pas décomposé se combine avec l'oxyde de cuivre formé, et donne alors naissance au sel bleu qui reste en solution dans

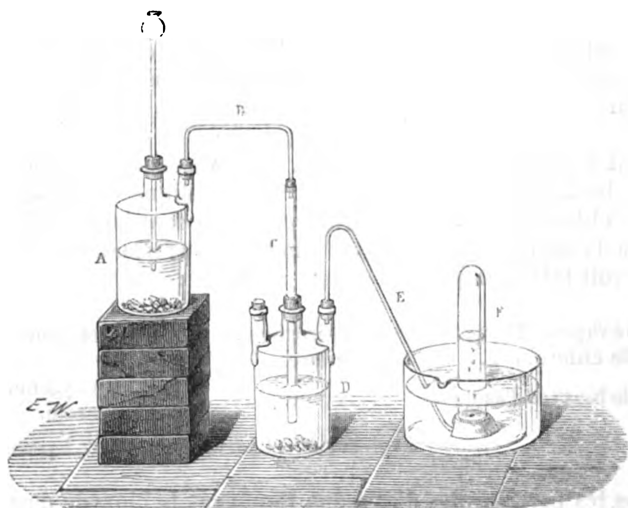
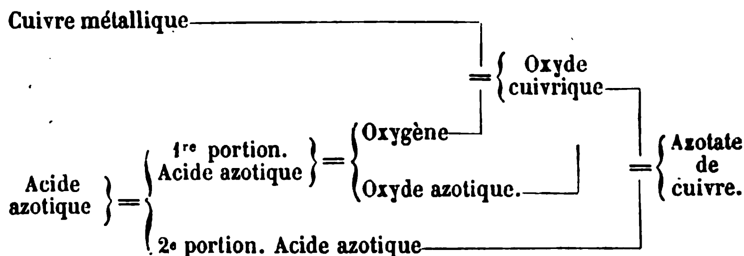



*Fig.* 92.

l'eau. Représentons cette théorie par une légende, afin de vous la faire mieux concevoir.




### II. — COMPOSÉS NON OXYGÉNÉS DE L'AZOTE.

De tous les composés non oxygénés de l'azote, le plus important, sans contredit, et le seul dont je puisse vous parler en ce moment, c'est celui qui résulte de l'union de ce métalloïde avec l'hydrogène. On le désigne vulgairement sous le nom d'*alcali volatil* ou d'*ammoniaque*. Les chimistes l'appellent **AZOTURE D'HYDROGÈNE.**

### De l'Azoture d'Hydrogène ou Ammoniaque.

Le nom vulgaire de ce composé binaire est dérivé du nom du *sel ammoniac*, ou chlorhydrate d'ammoniaque, qu'on emploie pour l'obtenir et qui a pour étymologie celui d'*Ammonie*, contrée de la Libye, ainsi désignée du sable très-abondant qui la couvre, d'après le mot *ammos* des Grecs. C'est de là aussi qu'était tiré le nom de Jupiter Ammon, auquel on avait élevé un temple dans ce pays sablonneux.

Le sel ammoniac, que les Grecs et les Romains utilisaient dans plusieurs circonstances, existe dans l'urine de l'homme et dans les excréments des chameaux, des bœufs et en général de tous les animaux qui mangent des plantes salées. Depuis longues années, en Égypte, ces excréments séchés sont employés comme combustible par la classe la plus pauvre des habitants, et la suie qu'ils fournissent est chauffée dans de grands matras en verre pour en extraire le sel ammoniac qu'elle contient. Ce sel se sublime à la partie supérieure des matras, où il se moule en pains plus ou moins épais, convexes d'un côté et concaves de l'autre. C'est sous cette forme semi-orbiculaire qu'il est expédié du Caire. De 13 kilogrammes de suie, on ne retire guère que 3 kilogrammes de sel ammoniac.

Ce n'est que depuis 1719 qu'on connaît le procédé suivi pour son extraction; les détails en furent donnés à l'Académie des Sciences par Le Maire, alors consul de France au Caire.

C'est de ce sel que Priestley (1) retira pour la première fois l'ammoniaque à l'état de pureté, en le faisant chauffer avec de la chaux vive. Il

(1) Nous avons tant de fois cité le nom de Priestley, qu'il est temps de dire quelques mots sur sa vie et ses travaux. C'est, de tous les chimistes du dix-huitième siècle, celui qui a découvert le plus de gaz, et c'est à lui qu'on doit l'invention des appareils pour produire, manier et étudier ces fluides élastiques. Il est pour ainsi dire le créateur de la chimie pneumatique. Mais, ne s'occupant que d'expériences, marchant au hasard, et se bornant à enregistrer des faits, il a laissé à Lavoisier, son contemporain, le mérite de les grouper et d'en faire jaillir la lumière. Bien plus, s'isolant des autres chimistes de son époque, n'admettant aucune de leurs découvertes, il demeura stationnaire, alors que tout progressait autour de lui, et il resta fidèle à la théorie du phlogistique, après que toute l'Europe savante eut été convertie aux idées de Lavoisier. Cet homme singulier, né à Fieldhead, près de Leeds, dans le Yorkshire, le 30 mars 1733, se voua à la carrière ecclésiastique, où il se fit remarquer par une exaltation irréfléchie qui lui suscita de nombreux ennemis. Ce n'est qu'à l'âge de trente-deux ans qu'il débuta dans les sciences; ses découvertes chimiques eurent lieu de 1767 à 1780. Lancé plus tard dans les discussions théologiques et politiques, il professa des principes qui le firent regarder, en France, comme un ardent républicain; aussi, lors de la révolution de 1789, on lui décerna le titre de citoyen français, et le département de l'Orne le choisit pour son député à l'Assemblée constituante. Signalé en Angleterre comme un novateur, comme un brouillon dangereux, on brûla sa maison, on dévasta son cabinet et sa bibliothèque. Il fut contraint de se retirer en Amérique, et il alla s'établir à Nor-

désigna le produit de cette réaction sous le nom d'*air alcalin* et il en essaya l'action sur un grand nombre de substances. Le procédé du chimiste anglais est encore celui que l'on suit dans les laboratoires.

On fait un mélange à parties égales de sel ammoniac pulvérisé et de chaux caustique ; on l'introduit promptement dans un ballon en verre A

*Fig.* 93.

(*fig.* 93), auquel on adapte un tube recourbé qu'on met en communication avec la partie inférieure d'une éprouvette à dessiccation B remplie de chaux vive en fragments ou de potasse fondue. Le gaz arrive ainsi très-sec dans des cloches C pleines de mercure.

Déjà, à la température ordinaire, l'ammoniaque se dégage. On chauffe légèrement pour favoriser la réaction. On ne recueille le gaz sous des cloches que lorsqu'il est entièrement absorbable par l'eau. De 50 grammes de sel ammoniac, on obtient plusieurs litres de gaz pur. Le résidu se compose de *chlorure de calcium* et d'eau. Voici comment les matières réagissent :

Sel ammoniac = { Ammoniaque ; Acide chlorhydrique = { Chlore ; Hydrogène } }

Chaux .... = { Oxygène ; Calcium }

Hydrogène + Oxygène = Eau.

Chlore + Calcium = Chlorure de calcium.

---

thumberland, où il passa tranquillement le reste de ses jours. Il mourut en 1804, empoisonné dans un repas avec toute sa famille par une méprise dont on ne s'est jamais rendu compte.

Longtemps avant Priestley, Boyle et Kunckel, dans le dix-septième siècle, avaient constaté le dégagement d'un fluide élastique d'une odeur pénétrante, par la réaction de la chaux vive sur le sel ammoniac; mais, faute d'appareils convenables, ils ne surent pas le recueillir et l'étudier.

Les anciens ne connurent point l'ammoniaque à l'état de liberté. Ce que les chimistes arabes appelaient *alcali volatil* est le carbonate d'ammoniaque des modernes. On lui donnait aussi les noms d'*esprit d'urine*, *d'esprit de corne de cerf*, parce qu'alors on l'obtenait de ces matières animales.

Schèele fut le premier qui reconnut la composition du gaz ammoniac; et Berthollet, en 1785, fit voir qu'il est formé d'hydrogène et d'azote dans les rapports de 3 volumes du premier et de 1 volume du second.

Sur 100 parties en poids, il renferme :

| | |
|---|---|
| Azote | 82,36 |
| Hydrogène | 17,64 |
| | 100,00 |

Le gaz ammoniac se forme à chaque instant autour de nous et se dégage dans l'atmosphère, soit libre, soit combiné aux acides carbonique et sulfhydrique. En effet, c'est un des produits constants de la décomposition spontanée des matières organiques, et notamment des matières animales qui admettent de l'azote au nombre de leurs éléments. De là, son dégagement, pour ainsi dire, permanent dans les fosses d'aisances, les charniers remplis d'immondices, les tas de fumier, les cimetières, etc. — Il se forme encore, par suite de la décomposition de l'eau, pendant l'oxydation du fer et de quelques autres métaux au contact de l'air humide. Dans les pays volcaniques, on remarque parfois des dégagements de carbonate d'ammoniaque, ainsi que cela a lieu près du lac d'Agnano, non loin de la *Grotte-du-Chien* (1). Plusieurs plantes, surtout les fleurs, exhalent de l'ammoniaque, dans le cours

(1) Près de la solfatare de Pozzuolo, à peu de distance de la *Grotte-du-Chien*, et au pied d'un petit tertre remarquable par sa belle végétation, il y a une grotte dont la découverte ne remonte qu'à une vingtaine d'années, et qui offre un dégagement permanent de carbonate d'ammoniaque; aussi est-elle connue dans le pays sous le nom de *grotte d'ammoniaque*. Sa découverte est due au hasard. Dans l'intérieur, elle a l'aspect d'une fosse à peu près carrée, de 1 mètre de profondeur, que recouvre une voûte en maçonnerie, haute de 3 mètres environ. En entrant, on ne distingue rien qui annonce la présence du gaz; celui-ci se trouve à la partie inférieure, malgré sa légèreté. Il n'y a aucun danger à se plonger la tête dans la couche du gaz, pourvu que l'on ne respire pas, sans quoi on risquerait d'être suffoqué. Les animaux qu'on introduit dans la cavité périssent en 1 ou 2 minutes. On attribue dans le pays une grande vertu à cette grotte pour faire cesser les dou-

de la végétation. Les expériences faites en 1844 par MM. Calvert et Ferrand tendent à prouver qu'il y a toujours de l'ammoniaque à l'état de gaz dans le tissu des plantes.

Il n'est donc pas étonnant qu'il y ait constamment de l'ammoniaque dans l'air atmosphérique, et que les eaux pluviales, ainsi que la neige, en renferment de petites quantités, comme M. Liebig l'a constaté. Il est remarquable que l'ammoniaque contenue dans les eaux de neige et de pluie présente une odeur prononcée de sueur et d'excréments d'animaux, ce qui dénote clairement qu'elle provient des exhalaisons animales qui sortent de ces amas de matières organiques et d'immondices qui se putréfient partout au contact de l'air. C'est à l'état de carbonate que l'ammoniaque existe habituellement dans l'air : mais dans les pluies d'orage, elle y est à l'état d'azotate, ainsi que nous l'avons déjà dit.

Si les analyses de l'air qu'on a faites jusqu'à présent n'y ont pas signalé la présence de l'ammoniaque, c'est que la quantité en est presque nulle pour 1 mètre cube d'air ; et cependant, cette quantité si minime est plus que suffisante, d'après M. Liebig, pour approvisionner d'azote les milliers de millions d'hommes et d'animaux qui vivent à la surface du globe.

En 1851, M. Barral a déterminé avec soin les proportions de l'acide azotique et de l'ammoniaque dans les eaux de pluie de tous les mois de l'année. Les chiffres suivants donnent la moyenne des quantités de ces deux composés contenues dans un mètre cube d'eau de pluie tombée à Paris :

| | Acide azotique. | Ammoniaque. |
|---|---|---|
| Juillet 1851................ | 6gr,01 | 3gr,77 |
| Août........................ | 20, 20 | 4, 42 |
| Septembre................... | 36, 33 | 3, 04 |
| Octobre..................... | 5, 82 | 1, 08 |
| Novembre.................... | 9, 99 | 2, 50 |
| Décembre.................... | 36, 21 | 6, 85 |
| Moyenne....... | 19gr,09 | 3gr,61 |

leurs, l'engourdissement, la paralysie des membres et les amauroses ou paralysies de l'œil.

Cette source d'ammoniaque doit évidemment son origine aux feux souterrains qui agitent encore le sol de toute la contrée environnante, où l'on rencontre à chaque pas des dégagements d'acide carbonique, des fumerolles, des eaux thermales et des sublimations de soufre, de sel ammoniac. Tout à côté de la grotte, il y a les fameuses étuves de Saint-Germain, incrustées d'efflorescences ammoniacales. Le 29 septembre 1538, une montagne voisine poussa en une seule nuit et d'un seul jet, sur l'emplacement d'un volcan, soulevant un lac, le Styx, qui en couronna la cime. Cette montagne, que son apparition spontanée fit nommer le *Monte-Nuovo*, combla le port Jules et engloutit le village de Tripergole. C'est pour cette raison que les anciens avaient placé dans cette localité, tourmentée par les phénomènes volcaniques, l'entrée des Enfers.

Il suit, d'après cela, que dans les six derniers mois de 1851, la surface d'un hectare de terrain aurait reçu

31$^{kil}$,83 d'acide azotique
et 7 ,67 d'ammoniaque.

Des analyses subséquentes, faites à Paris et en Alsace par M. Boussingault, à Lyon par M. Bineau, démontrent la présence constante de ces deux composés dans les eaux de pluie, mais dans des proportions tantôt plus fortes, tantôt plus faibles que celles trouvées par M. Barral, ce qui ne doit pas surprendre, puisque les causes de production de l'acide azotique et de l'ammoniaque doivent varier dans chaque localité et à chaque moment.

Les eaux des fleuves, des rivières et des sources contiennent aussi de l'ammoniaque. D'après M. Boussingault, les proportions seraient représentées par les fractions suivantes, pour chaque litre d'eau :

| | |
|---|---|
| Dans les eaux pluviales........... | 0$^{milligr.}$72 |
| — de rivières.......... | 0 ,18 |
| — de sources.......... | 0 ,9 |

Le carbonate et l'azotate d'ammoniaque des eaux de pluie s'accumulent à chaque instant dans la terre et deviennent ainsi les agents les plus efficaces de la végétation, car tout semble prouver que les plantes puisent leur azote dans le sol et l'absorbent par les racines sous forme d'ammoniaque. Il résulte des analyses de M. Krocker qu'un hectare du plus mauvais sable renferme dans la couche arable évaluée à 25 centimètres d'épaisseur, les éléments d'au moins 2000 kilogrammes d'ammoniaque, et qu'un hectare de terre argileuse de qualité moyenne en peut contenir environ 8 à 9000 kilogrammes; qu'enfin, dans certaines terres fertiles il y en a beaucoup plus encore.

Une autre source de production pour l'ammoniaque atmosphérique, c'est la respiration des hommes et des animaux. Deux professeurs de Rome, MM. Viale et Latini, ont toujours trouvé ce gaz dans l'air expiré des poumons, et d'après leurs recherches, le produit net en ammoniaque de la respiration d'un homme sain serait :

| | |
|---|---|
| En une heure.................................. | 0$^{gr}$,3195 |
| En 24 heures.................................. | 7 ,6680 |
| En un an.................................. | 278 ,5044 |
| Dans une ville de 160,000 habitants, pendant un an. | 44 ,560 kilogr. |

Cette ammoniaque, ainsi exhalée, sert en grande partie à renouveler celle de l'atmosphère, qui, dissoute par les eaux pluviales, retombe sur la terre pour la féconder.

On trouve encore, dans la nature, plusieurs sels ammoniacaux, tels que le chlorhydrate, le sulfate, le phosphate. Ce dernier est en dissolution dans les liquides de l'économie animale; les deux premiers existent aux environs des volcans et dans les houillères embrasées. L'Etna a vomi quelquefois des quantités très-considérables de chlorhydrate d'ammoniaque qu'on a versées dans le commerce. Les Kalmouks trafiquent depuis un temps immémorial de celui qu'ils recueillent auprès de deux volcans encore brûlants de la Haute Asie.

Les circonstances dans lesquelles l'ammoniaque se produit artificiellement, entre les mains de l'homme, sont nombreuses, et l'on peut dire, d'une manière générale, que toutes les fois que les matières organiques éprouvent un changement d'équilibre dans leur constitution, soit par l'application de la chaleur, soit par la réaction non moins puissante des alcalis ; que toutes les fois que l'hydrogène se rencontre, à l'état naissant, en présence de l'azote, il se produit une plus ou moins grande quantité d'ammoniaque qui se dégage libre ou unie à des acides volatils.

Les arts ont su tirer parti, depuis longtemps, de la facilité avec laquelle l'ammoniaque se crée dans ces différents cas. On distille dans des cylindres de fonte des matières animales de peu de valeur, comme des os, des chiffons de laine, de vieux cuirs, qui fournissent, avec beaucoup d'autres produits, une grande quantité d'ammoniaque impure, que l'on condense dans des tonneaux pleins d'eau. Cette eau ammoniacale sert ensuite à préparer le sulfate d'ammoniaque et le sel ammoniac français qui a remplacé celui d'Égypte dans tous ses usages. On obtient aussi, comme nous le verrons bientôt, beaucoup de sels ammoniacaux du traitement des eaux d'épuration du gaz de l'éclairage.

Examinons maintenant les caractères distinctifs de l'ammoniaque pure.

A la température ordinaire, l'ammoniaque affecte la forme gazeuse. Ce gaz est incolore, pourvu d'une saveur âcre et caustique, d'une odeur particulière, vive et pénétrante, qui irrite le nez et provoque le larmoiement. On ne peut donc le respirer sans danger. Aux plus petites doses il est éminemment délétère. Le professeur Percy a rapporté l'histoire du fils d'un pharmacien, qui périt, quoique secouru presque aussitôt, victime de la fracture d'un flacon plein d'ammoniaque dissoute dans l'eau. Nysten a vu un jeune médecin épileptique, secouru dans un accès par des personnes ignorantes qui lui répandirent de l'ammoniaque sur le visage, dans les narines et la bouche, périr deux jours après, avec tous les symptômes du croup.

C'est ce gaz qui produit les ophthalmies, souvent très-considé-

rables, dont sont affectés les vidangeurs, sans cesse exposés aux émanations ammoniacales qui sortent des fosses d'aisances.

Sa solution aqueuse, appliquée sur la peau, y détermine promptement une rubéfaction qui est suivie d'ampoules et d'une cautérisation profonde. Aussi les médecins l'emploient à chaque instant, soit pour remplacer les vésicatoires, soit pour cautériser les blessures faites par des animaux venimeux, tels que les vipères, les guêpes, les abeilles, les chiens enragés, etc. (1). Son action sur les membranes olfactives est également mise à profit pour rappeler à la vie les personnes asphyxiées ou tombées en syncope. Dans ce cas, il faut n'employer que le bouchon d'un flacon humecté d'ammoniaque, et ne l'approcher des narines que pendant un temps fort court, car il pourrait en résulter de graves accidents.

Le gaz ammoniac agit sur les couleurs végétales à la manière des oxydes, et surtout de la potasse. Il verdit le sirop de violettes, ramène au bleu le tournesol rougi par les acides. Qu'on expose un bouquet de violettes au-dessus d'un vase d'où s'échappe ce gaz, en quelques minutes les fleurs prendront une belle couleur verte.

Il est bien plus léger que l'air, puisqu'il ne pèse que 0,59. Le décimètre cube pèse 0gr,7625.

Ce n'est point un gaz permanent; il prend la forme liquide par le froid produit dans l'évaporation de l'acide sulfureux liquide, ou par une pression de 6 atmosphères 1/2, à la température de + 10 degrés. On peut même l'amener à l'état solide et cristallin, en le plaçant dans le vide au milieu d'un mélange d'acide carbonique solide et d'éther.

Il éteint les corps en combustion. Une chaleur rouge le décompose en ses deux éléments, surtout lorsqu'il traverse un tube suffisamment chaud et contenant soit de la mousse de platine, soit de la chaux vive en menus morceaux, soit même des fragments de porcelaine. Mêlé avec un volume d'oxygène égal au sien, il détone violemment par l'approche d'une bougie, en se convertissant en eau et en azote. Si le mélange des deux gaz est dirigé sur de la mousse de platine légèrement chauffée, il en résulte de l'eau et de l'acide azotique. Même effet avec l'air.

Le protoxyde et le bioxyde d'azote le décomposent également à l'aide de la chaleur, en brûlant son hydrogène, et en produisant de l'eau et du gaz azote.

Le chlore lui enlève encore son hydrogène et laisse l'azote libre. Voici un grand tube fermé par un bout que je vais remplir d'une

---

(1) En Amérique, les morsures des serpents venimeux sont regardées aujourd'hui comme des accidents très-légers, depuis qu'on connait les bons effets de l'ammoniaque. Quelques lavages avec ce liquide font disparaître toutes les traces de la blessure et ne laissent aucune crainte pour les suites.

dissolution de chlore, en ne laissant vides que quelques centimètres de sa capacité pour y mettre de l'ammoniaque liquide. Dès que je retournerai le tube pour opérer le mélange, vous verrez une multitude de petites bulles s'élever à la partie supérieure, et dans l'espace de quelques minutes, nous aurons assez de gaz pour constater que c'est de l'azote pur. Le chlore sera converti en acide chlorhydrique.

Si j'employais le chlore et l'ammoniaque à l'état de gaz, la même réaction se produirait, mais alors il y aurait production de lumière et formation d'épaisses vapeurs blanches dues à une production de sel ammoniac. D'après cela, vous concevez qu'on peut employer avec avantage le chlore pour désinfecter une atmosphère chargée de gaz ammoniac, comme celle, par exemple, des lieux d'aisances.

Le gaz ammoniac est un des gaz les plus solubles dans l'eau, puisque ce liquide en absorbe, d'après M. Liebig, 670 fois son volume, et presque la moitié de son poids. Voilà pourquoi, lorsqu'on débouche dans l'eau un flacon plein de gaz ammoniac pur, le liquide s'y élance avec une telle rapidité qu'on a peine à suivre son ascension. Voilà pourquoi encore un fragment de glace qu'on introduit dans une cloche du même gaz, placée sur la cuve à mercure, en détermine si promptement l'absorption, que le mercure remplit aussitôt la cloche.

L'appareil suivant (*fig.* 94) permet de produire l'absorption du gaz ammoniac par l'eau, d'une manière fort élégante. Dans un flacon A, plein de gaz ammoniacal, passe à travers le bouchon mastiqué un tube *b* en verre, plein de mercure, effilé à ses deux extrémités, mais dont l'inférieure seule est fermée à la lampe. Ce flacon est posé au-dessus d'un vase B, à moitié rempli d'eau. Lorsque, au moyen d'une pince de fer P, l'on vient à casser la pointe du tube qui plonge dans l'eau, le mercure

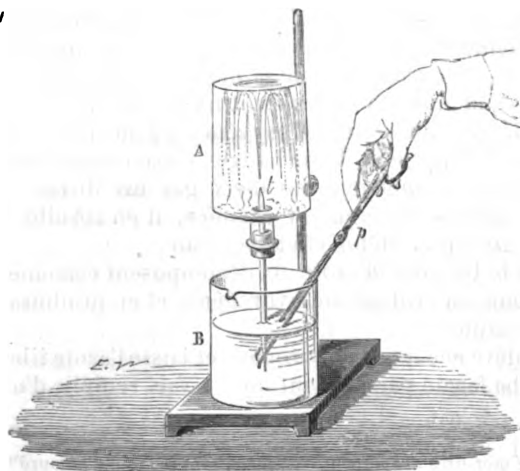



*Fig.* 94.

s'écoule et l'eau remonte dans le tube, puis, dès qu'elle est arrivée à son extrémité supérieure, elle s'élance sous forme d'une gerbe, avec une très-grande rapidité, et en quelques secondes le vase A est totalement rempli de la dissolution ammoniacale.

L'eau saturée de gaz ammoniac ou l'*ammoniaque liquide*, ainsi qu'on appelle habituellement cette solution, est incolore et a toutes les autres propriétés du gaz. Refroidie à — 40 degrés, elle se prend en une masse opaque qui n'a plus d'odeur. Elle perd tout son gaz dans le vide ou dès qu'on la chauffe à + 60 degrés ; la même chose arrive lorsqu'on l'abandonne longtemps à l'air, dont elle absorbe d'abord l'acide carbonique. Il y a donc nécessité de la conserver dans des flacons bouchés à l'émeri.

Les quantités de gaz ammoniac et d'eau contenues dans cette solution peuvent approximativement, d'après Davy, être déduites de sa densité, comme l'indique le tableau suivant :

| Densité de la solution à + 10°. | Degrés à l'aréomètre de Baumé. | Gaz ammoniac sur 100. | Eau sur 100. |
|---|---|---|---|
| 0,8750 | 30°6 | 32,50 | 67,50 |
| 0,8875 | 28,2 | 29,25 | 70,75 |
| 0,9000 | 26,0 | 26,00 | 74,00 |
| 0,9054 | 25,0 | 25,37 | 74,63 |
| 0,9166 | 23,0 | 22,07 | 77,93 |
| 0,9230 | 22,0 | 20,26 | 79,74 |
| 0,9255 | 21,6 | 19,54 | 80,46 |
| 0,9326 | 20,4 | 17,52 | 82,48 |
| 0,9385 | 19,4 | 15,88 | 84,12 |
| 0,9476 | 18,0 | 13,46 | 86,54 |
| 0,9513 | 17,5 | 12,40 | 87,60 |
| 0,9545 | 17,0 | 11,56 | 88,14 |
| 0,9573 | 16,5 | 10,82 | 89,18 |
| 0,9597 | 16,2 | 10,17 | 89,83 |
| 0,9619 | 16,0 | 9,60 | 90,40 |

On peut, à l'aide de ce tableau, déterminer la quantité réelle de gaz ammoniac contenue dans un poids ou dans un volume quelconque d'ammoniaque liquide, marquant un degré connu à l'aréomètre :

Soient 50 litres d'ammoniaque liquide à 25°.

On multiplie le volume par la densité correspondant à 25°, c'est-à-dire

$$50 \times 0,9054 = 45^{gr},27.$$

Ces $45^{gr},27$ multipliés par la proportion de gaz exprimée en millièmes donneront la quantité absolue de ce gaz contenue dans la solution à 25° ; donc

$$45^{gr},27 \times 0,2537 = 11^{k},48 \text{ de gaz.}$$

On prépare l'ammoniaque liquide au moyen de l'appareil de

Woulf; seulement, au lieu d'un matras ou d'une cornue en verre, on emploie une marmite en fonte qui permet d'agir sur une plus forte quantité de sel ammoniac et de chaux.

On remplace maintenant avec économie, dans cette opération, le sel ammoniac par le sulfate de cette base qui coûte quatre fois moins.

L'ammoniaque liquide du commerce marque habituellement 22 degrés à l'aréomètre, et, à ce degré, elle renferme sur 100 parties 20,26 de gaz, ou le 1/5 de son poids d'alcali réel. C'est elle surtout qu'on emploie dans les arts, la médecine et les laboratoires.

Depuis une quinzaine d'années, dans les fabriques de produits chimiques, on retire directement l'ammoniaque que renferment les eaux de condensation des usines à gaz, les produits liquides de la distillation des os, les urines pourries ou les *eaux vannes* des dépôts de vidange. Dans ces divers liquides, l'ammoniaque est saturée par les acides carbonique et sulfhydrique, dont il faut la séparer. Voici l'appareil (*fig.* 95) et le mode opératoire imaginés par M. Mallet.

Deux chaudières en forte tôle, A et B, de 1200 litres de capacité, sont placées par étages sur un fourneau ordinaire; l'inférieure A seule repose sur le foyer; la supérieure B est chauffée par la chaleur perdue et par la vapeur de la première. Elles communiquent entre elles dans le haut par un tuyau courbe *c*, destiné à la transmission des vapeurs de l'une dans l'autre, et dans le bas par un autre tube à robinet *d*, qui a pour objet de faire passer les liquides de B en A, d'où ils s'écoulent, après leur épuisement complet, par un tuyau à robinet qu'on ne voit pas dans la figure.

On introduit successivement dans ces chaudières les eaux ammoniacales et un lait de chaux, d'où résultent la mise en liberté de l'alcali volatil, et la formation de carbonate de chaux et de sulfure de calcium qui restent dans les eaux épuisées. — Les eaux ammoniacales à traiter arrivent déjà chaudes, par le tuyau à robinet *h* du réfrigérant D, fermé de toutes parts et qu'alimente, au moyen du tube à entonnoir *g*, un réservoir E placé dans le haut de l'atelier. — Le lait de chaux est introduit par l'ouverture *e* qu'on rebouche ensuite. Chaque chaudière est munie d'un agitateur *a*, *a'* qu'un ouvrier manœuvre de temps à autre. Un trou d'homme *b* est pratiqué dans le couvercle pour le nettoyage des vases.

Le gaz ammoniac qui sort de la chaudière A vient barboter dans le liquide de la chaudière B et se réunir à celui qui se dégage de celle-ci; de là, il passe dans un laveur *c*, arrive ensuite dans le serpentin du réfrigérant D, puis dans celui du réfrigérant F, qui est refroidi par de l'eau ordinaire.

L'eau qui s'est condensée dans les deux serpentins et le gaz ammoniac arrivent dans le vase G. Une pompe R reprend l'eau saturée et colorée et la fait passer du vase G dans le laveur C, d'où on la soutire de temps à autre pour l'introduire dans la chaudière B, afin d'en dégager le gaz alcalin une seconde fois. Quant au gaz non condensé, il s'échappe du

vase G, et passe successivement dans un appareil de Woulf. Le flacon H contient de l'huile d'olive destinée à retenir certains carbures d'hydrogène; le flacon I renferme de la lessive de soude pour achever de dépouiller le gaz de toute matière odorante; enfin le flacon K est à moitié

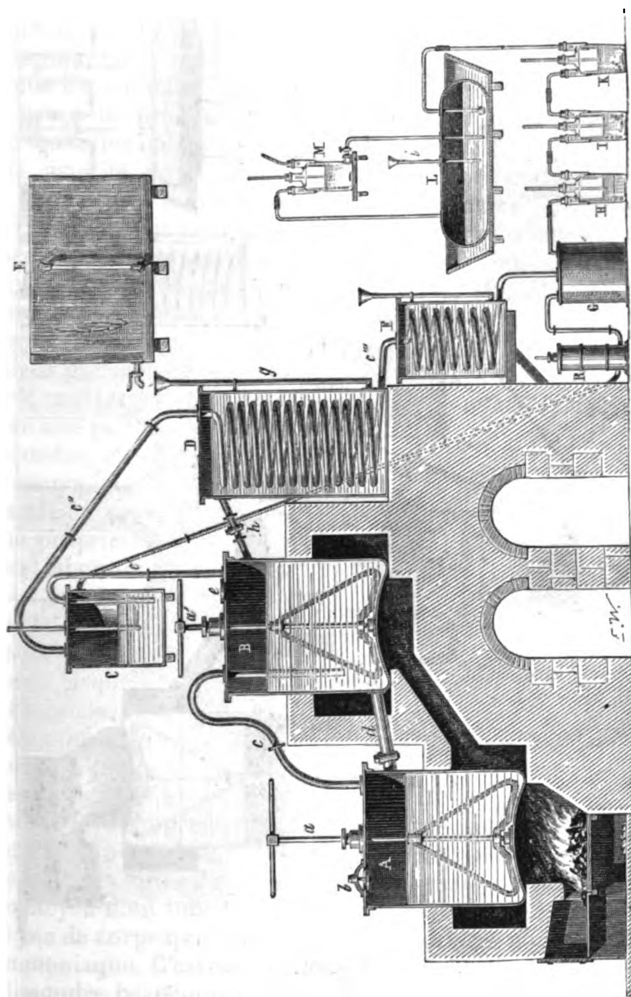


*Fig.* 95.

rempli d'eau pure. De ce dernier vase laveur, le gaz passe dans un grand cylindre en plomb L contenant de l'eau ou des acides, suivant que l'on veut avoir de l'ammoniaque liquide ou un sel ammoniacal (sulfate ou chlorhydrate). Ce cylindre est refroidi par un courant d'eau continu; il

porte un tube à entonnoir *i* pour l'introduction de l'eau ou des acides, et un autre tube qui conduit l'excès de gaz dans un flacon M contenant

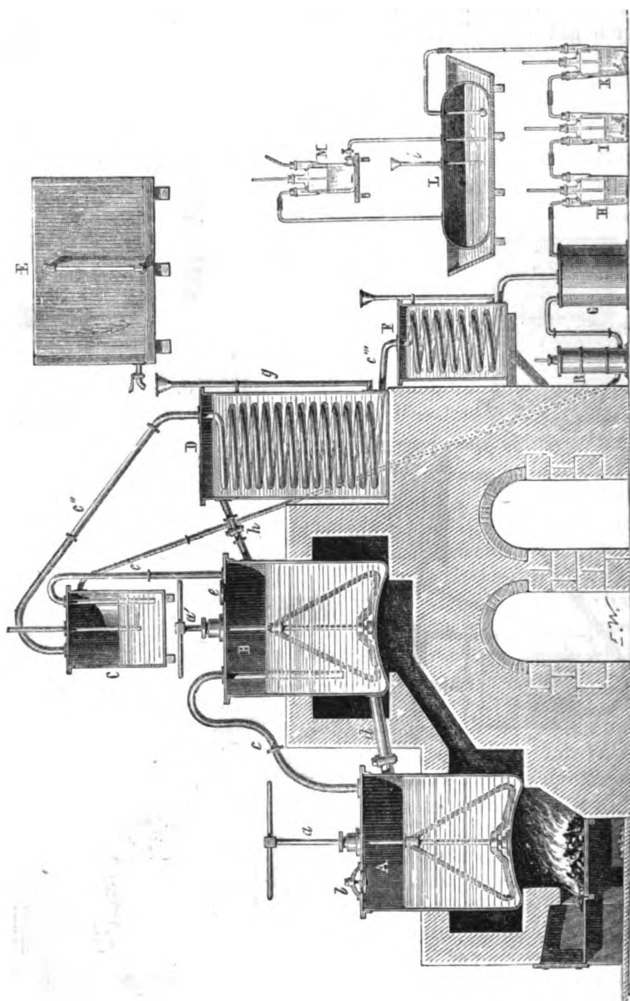


*Fig.* 95.

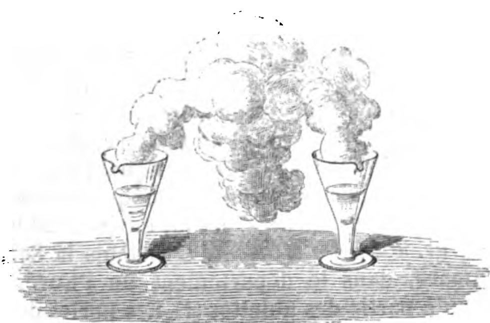
de l'eau. Lorsque cette dernière est saturée, on la fait retomber dans le grand cylindre L au moyen d'un tube à robinet.

En raison du bas prix des matières premières, et de la bonne disposition de l'appareil précédent, les 100 kilogrammes d'ammo-

niaque à 21 ou 22 degrés ne coûtent que 50 fr.; seulement elle est toujours un peu colorée et conserve une odeur qui rappelle son origine; mais l'expérience a prouvé qu'elle donne des résultats aussi bons dans les applications industrielles que l'alcali parfaitement pur; pour les emplois médicaux, c'est ce dernier qu'il faut seul employer.

Le gaz ammoniac se combine avec tous les acides dont il fait disparaître les caractères distinctifs. Avec les acides gazeux, il donne lieu à la production de vapeurs blanches très-épaisses, comme vous allez en être témoins, dès que j'aurai fait passer une certaine quantité de gaz dans ces cloches, qui contiennent de l'acide carbonique, de l'acide sulfhydrique et de l'acide chlorhydrique. On peut plus facilement encore montrer la formation de ces vapeurs dues à ce que tous les sels ammoniacaux sont solides, en plaçant l'un à côté de l'autre deux verres à pied dont l'un laisse exhaler de l'ammoniaque, et l'autre de l'acide chlorhydrique (*fig.* 96).

Les deux gaz invisibles s'unissent dans l'air, et forment instantanément au-dessus et autour des verres un nuage épais qui se résout en une poussière blanche; c'est du sel ammoniac.


*Fig.* 96.

On a mis à profit cette propriété, dans les laboratoires, pour apprécier les plus faibles dégagements de ce gaz, pour lesquels l'odorat serait insuffisant. On approche de l'endroit où l'on présume qu'ils s'effectuent un tube imprégné d'acide chlorhydrique, qui produit aussitôt des vapeurs blanches plus ou moins visibles. De même, on reconnaît les fuites de gaz acides dans les appareils des fabriques au moyen d'un tube trempé dans l'ammoniaque liquide.

Il est peu de corps qui rendent autant de services aux chimistes que l'ammoniaque. C'est un de leurs réactifs les plus utiles. Elle sert à dissoudre beaucoup de substances, à en précipiter une infinité d'autres et à les obtenir dans leur état de pureté.

Son emploi dans les arts n'est pas moins important. On en fait usage pour dissoudre le carmin et donner plus de solubilité dans l'eau à certains principes colorants. Souvent aussi on l'utilise pour modifier la teinte de quelques couleurs, telles, par exemple, que

les cramoisis, les bleus de Prusse appliqués sur la soie. Le plus ordinairement, dans ce cas, on se sert des urines putréfiées qui sont très-riches en ammoniaque libre et carbonatée. C'est encore à cause de la présence de ces deux matières dans les urines pourries qu'on emploie celles-ci pour laver les laines.

Les dégraisseurs consomment beaucoup d'ammoniaque plus ou moins étendue, ou de carbonate d'ammoniaque dissous dans l'eau, pour enlever les taches grasses déposées sur les vêtements, et rétablir la couleur des étoffes rongées par les acides.

Sous le règne de Louis XIV, en 1680, un faiseur de chapelets, nommé Jacquin, observa que lorsqu'on lave un petit poisson, l'*ablette*, l'eau se charge de particules brillantes et argentées qui se détachent des écailles. Le sédiment de cette eau a le lustre des plus belles perles, ce qui lui donna l'idée de les imiter. Son procédé, pour lequel il fut breveté en 1686, est encore suivi de nos jours ; il consiste à faire ramollir dans de l'ammoniaque les lamelles brillantes de l'ablette, à délayer de la colle de poisson dans cette liqueur, qu'on nomme *essence de perles*, *essence d'Orient*, et à insuffler de celle-ci dans des globules de verre creux sur les parois desquels les écailles s'appliquent, en leur donnant la propriété de réfléchir la lumière et de la décomposer à la manière des *perles orientales* ou naturelles. Les globules sont ensuite remplis de cire et percés avec une aiguille. Ces préparations exigent beaucoup de soins et d'adresse. On obtient ainsi par une bonne composition de verre et de matière, des perles artificielles si parfaites, qu'il est très-difficile et quelquefois impossible de les distinguer des perles véritables, auxquelles on les mêle souvent dans les plus riches parures. Il faut environ 20,000 ablettes pour faire 500 gr. d'*essence d'Orient*. C'est dans la Seine, aux Andelys, et à Lamare, dans le département de l'Eure, qu'on pêche la plus grande partie des ablettes (1). Les perles de Paris sont aujourd'hui tellement estimées, elles imitent si bien les perles d'Orient, le poids, la translucidité et même le perçage des perles véritables, que les fabriques de Rome et de Venise ont succombé devant cette concurrence, et que nos perles artificielles sont préférées en Russie, en Allemagne, en Angleterre, en Espagne, en Amérique et même aux Indes. En 1847, cette industrie occupait à Paris 237 ouvriers, et présentait un chiffre d'affaires s'élevant à 845,200 francs (2).

---

(1) D'après M. Becquerel, dans un petit ruisseau qui traverse l'étang de Lindre, situé près de la ville de Dieuze (Meurthe), pendant la dernière campagne, on a pêché la quantité énorme de 25,000 kil. d'ablettes qui ont donné 600 kil. d'écailles, représentant une valeur vénale de 15,000 fr. — Les frais de main-d'œuvre pour l'écaillage se sont élevés à 3,000 fr.

(2) Jacquin a perfectionné l'art d'imiter les perles, mais il n'a pas la gloire de

Le carbonate d'ammoniaque, ou *alcali volatil concret*, qui est très-volatil, est utilisé pour rendre plus légère la pâte des pains de luxe (pains à café, régence) et de certaines pâtisseries (biscuits, macarons, talmouses, etc.). En Angleterre, les boulangers en consomment beaucoup pour faire lever les farines avariées. On s'en sert encore pour donner du montant au tabac. Il a été démontré, en effet, que l'ammoniac est le véhicule d'un grand nombre d'odeurs; c'est ce qui arrive particulièrement pour le musc, le tabac et une foule d'autres produits dont l'arome est singulièrement rehaussé par la présence de l'alcali volatil.

On prépare le carbonate d'ammoniaque, dans les fabriques de produits chimiques, au moyen d'un mélange à parties égales de craie et de sel ammoniac ou de sulfate d'ammoniaque, qu'on chauffe dans une marmite en fonte A (*fig.* 97), recouverte d'un chapiteau en plomb B, qui s'adapte à un récipient cylindrique en plomb C, sur lequel tombe continuellement un filet d'eau froide d'un réservoir supérieur. C'est dans ce récipient que vient se condenser le carbonate d'ammoniaque qui se volatilise de la marmite. On fait plusieurs opérations successives, en renouvelant le mélange des matières premières dans la marmite, sans démonter le récipient. On enlève ensuite, à coups de ciseau, les plaques épaisses et opaques de carbonate blanc, qui se sont attachées aux parois du récipient. On conserve le sel dans des vases bien fermés, car il disparaît promptement à l'air, à la température ordinaire. — Lorsqu'on le vend sous la forme de petits

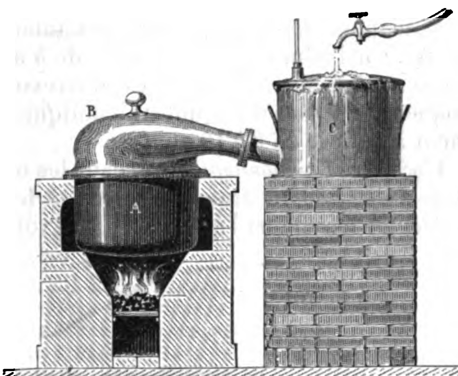


*Fig.* 97.

l'invention. Tetzès nous apprend qu'on a su faire des perles artificielles avec d'autres petites perles réduites en poudre, et Massarini dit que de son temps un citoyen de Venise imitait les perles fines au moyen d'un émail transparent auquel il donnait la forme nécessaire, et qu'il remplissait d'une matière colorante. A Rome, comme à Venise, c'est seulement avec de la cire ou de la colle de poisson qu'on remplit l'intérieur des perles, selon le degré d'opacité ou de transparence qu'on veut leur donner,

D'après M. Becquerel, ce ne sont pas les écailles mêmes de l'ablette qui constituent l'*essence d'Orient*, mais une matière pâteuse, nacrée, d'un blanc bleuâtre, ayant beaucoup d'éclat, qui se détache des écailles quand on malaxe celles-ci longtemps et à plusieurs reprises dans un vase rempli d'eau. Pour recueillir ensuite l'essence d'Orient, on verse l'eau du vase dans un tamis de crin fort serré qui retient les écailles et laisse passer l'eau et le produit cherché. Celui-ci, en vertu de sa pesanteur spécifique, se dépose au fond du récipient, et il suffit de décanter pour l'obtenir pur. On ajoute à l'essence d'Orient, ainsi recueillie, une petite quantité d'ammoniaque, afin de prévenir sa décomposition.

cristaux grenus et transparents, pour les usages de la médecine, il est plus particulièrement désigné sous le nom de *sel volatil d'Angleterre*.

Nous avons énuméré les services que l'ammoniaque rend à la médecine. Les vétérinaires s'en servent avec succès pour dissiper la *météorisation* ou le gonflement qui se manifeste chez les bestiaux qui ont mangé, en trop grande abondance, des fourrages verts et humides. Elle agit en absorbant les gaz acides qui occasionnent le gonflement de l'estomac et des intestins. 32 grammes au plus d'ammoniaque, étendus dans des boissons mucilagineuses, produisent la guérison presque subite d'un bœuf ou d'un cheval.

Enfin, l'expérience a constaté, dans ces dernières années, une propriété bien singulière de l'ammoniaque liquide ; c'est son efficacité pour dissiper, presque instantanément, les effets de l'ivresse. On l'administre à la dose de 5 à 6 gouttes dans un verre d'eau sucrée. Même dans les cas d'ivresse avec délire furieux, provoqués par l'abus de liquides alcooliques, elle opère miraculeusement à la dose de 8 à 10 gouttes.

L'*acétate d'ammoniaque*, pris dans les mêmes circonstances, à la dose de 4, 8 et 16 grammes, produit les mêmes résultats, sans présenter les dangers qu'offre l'alcali volatil.

---

# ONZIÈME LEÇON.

## FABRICATION DE L'ACIDE SULFURIQUE. — CARBONE.

SOMMAIRE. — Historique de la fabrication de l'acide sulfurique. — Procédé actuel. — Chambres de plomb. — Concentration de l'acide produit dans les chambres. — Impureté de l'acide commercial. — Sa purification. — Du CARBONE. — Identité du diamant et du charbon. — Des diverses variétés du carbone. — Du *Diamant;* ses caractères remarquables, son extraction, sa taille, son prix. — De la *Plombagine* et de ses applications. — De l'*Anthracite*.

Comme appendice à l'histoire des acides du soufre et de l'azote, je dois maintenant, Messieurs, vous parler de la fabrication de l'acide sulfurique, que j'avais passée sous silence à dessein, parce que pour la bien comprendre il y a nécessité de connaître à l'avance tous les corps qui y prennent part.

Je vous l'ai dit dans la septième leçon (page 144), le premier procédé mis en usage pour obtenir l'acide sulfurique consistait dans la distillation du *vitriol* ou sulfate de fer dans des cornues de grès. Au commencement du dix-septième siècle, Angelus Sala

ayant reconnu qu'il se forme de l'acide sulfurique par la combustion du soufre en vase humide, on ne tarda pas à adopter ce moyen dans les pharmacies, et à cause de la forme des vases, on donna à l'acide, ainsi produit, le nom d'*huile* ou *esprit de soufre par la cloche*.

Longtemps après, sur le conseil de Le Fèvre (1) et de Lémery (2), on ajoûta au soufre, pour en favoriser la combustion, une certaine quantité de *nitre* ou *salpêtre*. C'est en Angleterre qu'on exécuta d'abord en grand le procédé de ces deux chimistes français. Un nommé Ward établit, sur ce principe, une fabrique à Richmond, près de Londres. Les ballons dans lesquels on opérait avaient une grande capacité, quelquefois celle de 300 litres. On les plaçait sur deux rangs dans un long bain de sable, de manière que leurs cols fussent couchés horizontalement. Dans chaque

---

(1) Nicolas Le Fèvre est un des chimistes les plus célèbres de la fin du dix-septième siècle. Il fut le premier démonstrateur de chimie au Jardin des Plantes de Paris et l'un des premiers membres de l'Académie royale des Sciences, instituée en 1666. Après avoir professé pendant quelque temps avec succès, Le Fèvre passa en Angleterre, où il fut appelé par Jacques II, qui lui confia le laboratoire Saint-James, établi à l'occasion de la création de la Société royale de Londres. Le Fèvre n'eût-il pas publié d'excellents ouvrages, que son nom serait encore sauvé de l'oubli par cette puissante raison qu'il fonda l'enseignement public de la chimie dans les deux royaumes les plus importants de l'Europe civilisée.

(2) Nicolas Lémery, fils d'un procureur au parlement de Normandie, naquit à Rouen, le 17 novembre 1645. Il entra d'abord dans une pharmacie, puis, voulant se livrer tout entier à la chimie, il vint à Paris, en 1666, étudier sous Glaser; mais, rebuté par le caractère dur et ombrageux de ce chimiste, il se rendit à Montpellier, où il fit bientôt après des cours publics qui furent très-suivis. Ramené à Paris en 1672, il y professa avec une vogue inexprimable. Son laboratoire, situé rue Galande, était une cave et presque un antre magique, éclairée de la seule lueur des fourneaux. L'affluence était telle qu'il n'avait plus de place pour exécuter ses opérations; les dames mêmes augmentaient son auditoire, où l'on voyait les hommes les plus instruits de cette époque. Toute la rue Galande était occupée par ses élèves. C'est qu'à l'art des manipulations, Lémery joignait celui d'exposer d'une manière simple et lucide les nombreux phénomènes d'une science qui, jusque-là, avait été inaccessible à cause du langage énigmatique et barbare de ses adeptes. Les préparations qui sortaient de la pharmacie de Lémery avaient un tel débit, que le seul *magister de bismuth* ou *blanc de fard*, dont il possédait le secret, payait toute la dépense de sa maison.

En 1675, il fit imprimer son *Cours de chimie*, qui fut bientôt traduit dans toutes les langues et dont il paraissait chaque année une nouvelle édition. L'auteur en fut appelé le *Grand Lémery*. Mais, en 1681, les persécutions contre les protestants l'obligèrent à fuir en Angleterre. Rentré en France, deux ans après, il se fit recevoir médecin, et, pour éviter la misère et de nouvelles persécutions, il embrassa la religion catholique avec sa famille, en 1686. Il publia en 1697 sa *Pharmacopée universelle*, et peu de temps après son *Traité des drogues simples*. En 1699, il entra à l'Académie des Sciences, et, en 1707, il donna son *Traité de l'antimoine*. Il mourut d'une attaque d'apoplexie, le 15 juin 1715, en laissant un fils qui, comme lui, s'est occupé de chimie, mais avec bien moins de succès et d'originalité. On peut dire que presque toute l'Europe apprit de lui la chimie, et qu'il fut un de ceux qui contribuèrent le plus aux progrès de cette science.

col, où était placée une brique, un ouvrier déposait sur celle-ci une cuiller de fer rouge qu'il remplissait ensuite d'un mélange de soufre et de nitre ; puis il bouchait aussitôt le col avec un tampon de bois, et passait au ballon suivant, qu'il chargeait de même, faisant de la sorte le tour du bain de sable. Revenu au point de départ, il rechargeait successivement les ballons d'un nouveau mélange. Les vapeurs résultant de la combustion agissaient dans l'intérieur des ballons, et l'acide sulfurique produit se dissolvait dans l'eau, qu'on avait soin de mettre en certaine quantité avant l'opération dans chacun des ballons. Ce procédé, bien combiné dans son ensemble, exécuté par Ward sur une assez grande échelle, réduisit de beaucoup le prix de l'acide sulfurique, puisque de 32 fr. 70 cent. le kilogramme, qu'on le vendait d'abord, il tomba bientôt à 6 fr. 20 cent.

C'est vers 1746 qu'on remplaça les ballons de verre par de vastes chambres de plomb, au centre desquelles on faisait rouler sur un chemin de fer un chariot supportant une large capsule plate en tôle dans laquelle brûlait le mélange de soufre et de nitre. Cette importante amélioration, qui est un événement mémorable dans l'histoire des progrès de cette industrie, est due à deux Anglais, Roebuck et Garbett; ils firent construire la première chambre de plomb à Birmingham, suivant les uns, à Prestonpans en Écosse, suivant les autres. C'est de cette époque que, le prix de l'acide étant tombé à 40 ou 50 centimes le kilogramme, on put l'appliquer aux travaux d'une foule d'arts jusqu'alors demeurés stationnaires. Depuis lors, on n'a fait que modifier et perfectionner le procédé anglais.

C'est en 1766, à Rouen, rue Pavée, au faubourg Saint-Sever, que fut établie la première fabrique où l'on fit usage des chambres de plomb. Cette importation est due à Holker (1). — En 1774, un des

(1) Holker, né aux environs de Manchester, vers le commencement du dix-huitième siècle, était à la tête d'une filature importante, lorsqu'en 1745 le prince Charles-Édouard arriva en Écosse pour reconquérir la couronne de ses ancêtres. Dévoué aux Stuarts, Holker rejoignit immédiatement le prince, se distingua à la fameuse bataille de Culloden, où il reçut une blessure et mérita une épée d'honneur, puis fut fait prisonnier à Carlisle et condamné à mort. Étant parvenu à s'échapper la veille du jour fatal, il se réfugia en France, où il ne tarda pas à recevoir le brevet de capitaine dans le régiment irlandais O'Glevy. Ses connaissances industrielles firent que bientôt, en lui donnant la croix de Saint-Louis, le ministre d'alors l'engagea à quitter le service militaire, pour faire jouir les établissements français des perfectionnements de l'industrie anglaise. Il fut, à cet effet, naturalisé, eut la reconnaissance de ses titres de noblesse, et fut nommé inspecteur général des manufactures. Peu de temps après, il vint établir à Rouen des calandres à chaud pour l'apprêt de toutes les étoffes, des filatures de coton, monter la teinture en bleu à chaud, et des fabriques de plusieurs espèces de tissus de coton, particulièrement de velours de coton, alors inconnus dans le pays. A Sens, à Montereau, à Montargis et à Lyon, il créa de semblables établissements. Bien

membres de l'Académie des sciences de Rouen, l'ingénieux de La Follie, conseilla un perfectionnement remarquable, l'injection de la vapeur d'eau pendant le cours de la combustion du soufre. — Enfin, vers 1810, c'est encore à Rouen que fut imaginé le système de combustion continue qui, de prime abord, éleva cette industrie au niveau de la science. C'est Jean Holker, petit-fils de l'importateur des chambres de plomb (1), qui est l'auteur du procédé vraiment méthodique que suivent actuellement nos grandes fabriques de Rouen, Paris, Marseille, Saint-Gobain, Thann, Dieuze, Lyon, Lille, Amiens, Caen, Montbrison, etc. On peut donc dire que la fabrication de l'acide sulfurique est une industrie toute rouennaise.

Le nom qu'on donne aux appareils employés à cette fabrication indique assez leur forme générale. Représentez-vous une grande caisse rectangulaire A (*fig.* 98), dont toutes les parois sont formées par des lames de

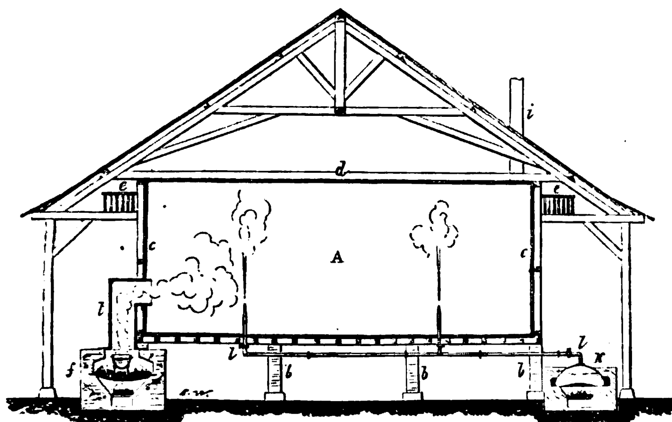



*Fig.* 98.

plomb soigneusement soudées entre elles, de manière qu'il n'y ait aucun jour. Le fond de cette caisse repose sur des dalles de pierre *b, b, b*, qui

qu'il fût toujours sous le coup d'une condamnation capitale, il ne craignit point de retourner en Angleterre, sous un déguisement, pour attirer en France des ouvriers de toute espèce. C'est à son retour, en 1766, qu'il fit construire la première fabrique d'acide sulfurique par le système des chambres de plomb. Ce service à lui seul était assez grand pour lui assurer la reconnaissance de sa nouvelle patrie et justifier les faveurs dont il avait été comblé. Holker mourut à Rouen en 1786.

(1) Cet Holker était, sous l'empire, à la tête de l'établissement de produits chimiques fondé à Rouen par son aïeul. Ayant reconnu qu'on était loin de convertir en acide tout le soufre employé dans la *combustion intermittente*, il fit de nombreux essais, et parvint à découvrir les meilleures conditions pour la combustion du soufre. En 1810, il se rendit à Paris pour former avec Jacquemart et Darcet

l'élèvent à 2 mètres environ au-dessus du sol. Les côtés *c, c* et le toit *d* sont isolés de toutes parts et soutenus par une charpente extérieure. Cet isolement permet de reconnaître très-promptement les fuites qui se manifestent quelquefois dans les lames, et, pour faciliter la visite de l'extérieur, il y a des galeries *e, e,* tout autour de l'appareil. La grandeur de ces chambres varie à l'infini. Celle qui est le plus généralement adoptée par les fabricants qui n'en possèdent qu'une seule est de 684 mètres cubes. Le plus souvent, actuellement, on fait communiquer plusieurs chambres ensemble, et, dans ce cas, chacune d'elles n'a que 100 mètres cubes, excepté pourtant celle du milieu, qui a jusqu'à 1000 mètres cubes.

La fabrication de l'acide sulfurique, telle qu'on l'exécute aujourd'hui, comprend trois opérations distinctes, à savoir :

1° Combustion du soufre ou production de l'acide sulfureux;

2° Oxydation de l'acide sulfureux ou formation de l'acide sulfurique ;

3° Concentration de l'acide sulfurique faible obtenu.

Examinons successivement ces trois phases de la fabrication.

I. *Production de l'acide sulfureux.* — Elle a lieu par la combustion directe du soufre brut de Sicile à l'air; elle s'exécute dans un four *f* de forme rectangulaire placé au dehors et au-dessous des chambres. La sole et la voûte de ce four sont en fonte ou en forte tôle, les côtés en briques et mortier. A sa partie antérieure existe une ouverture pour le chargement du soufre et l'introduction de l'air. La surface de la sole est calculée de telle manière qu'on peut brûler au moins 66 kil. de soufre par 24 heures et par mètre carré. L'entrée de l'air est établie sur cette donnée qu'il faut de 6 à 7 mètres cubes d'air par kilogramme de soufre brûlé. — Au-dessous de la plaque sur laquelle brûle le soufre, il y a le plus souvent un foyer.

Dans ces circonstances, le soufre échauffé au-dessus de 440°, absorbe l'oxygène de l'air pour donner naissance à de l'acide sulfureux qu'un tuyau de tôle *t* dirige dans l'intérieur des chambres. Mais là s'arrête la puissance de l'oxygène atmosphérique; il ne peut, sans l'intervention d'un nouvel agent, s'unir à l'acide sulfureux produit pour le convertir en acide sulfurique.

---

une association dont le but était l'exploitation de son procédé. En 1813, il constitua avec Chaptal et Darcet une nouvelle société qui éleva, aux Thernes et à la Folie, près Nanterre, des fabriques de produits chimiques dont le principal était l'acide sulfurique. Peu à peu son procédé fut connu des autres fabricants, et aujourd'hui tous les grands établissements travaillent d'après sa méthode. Holker est mort à Paris dans le courant de 1844. — On peut donc dire que la France est entièrement redevable d'une de ses industries chimiques les plus importantes à la famille Holker. C'est là un titre de gloire pour cette famille, et Rouen, qui plus que toute autre ville a profité de ses découvertes, ne doit pas laisser tomber dans l'oubli un nom aussi honorable.

II. *Oxydation de l'acide sulfureux.*—Elle est effectuée au moyen d'un composé oxygéné de l'azote.

Dans l'origine, on ajoutait au soufre une certaine quantité de nitre, soit $10^{kil},650$ pour 130 à 135 kilogrammes de soufre, ce qui produisait du bioxyde d'azote que l'air des chambres convertissait instantanément en acide hypoazotique.

Plus tard, on dirigeait dans les chambres un mélange de bioxyde d'azote et d'acide hypoazotique, qu'on obtenait en faisant réagir $11^{kil},470$ d'acide azotique sur $1^{kil},350$ de mélasse ou de fécule de pommes de terre, réaction qu'on opérait soit dans des matras placés au dehors des chambres, soit dans une capsule de platine disposée un peu au-dessus du four à soufre.

A une époque plus rapprochée de nous, on imagina de placer au-dessus du four à soufre une patère en fonte contenant un mélange de 20 kilogr. de salpêtre et 16 kilogr. d'acide sulfurique à 64 degrés. Ce mélange fournissait des vapeurs d'acide azotique et d'acide hypoazotique. — Par mesure d'économie, des fabricants ajoutaient au soufre, avant sa combustion, 6 à 7 p. 100 de son poids d'azotate de soude, et mouillaient légèrement ce mélange avec de l'acide sulfurique à 50 ou 55 degrés.

Aujourd'hui, on se borne à faire arriver dans l'une des chambres de l'appareil de l'acide azotique liquide à 32 degrés. Cet acide découle goutte à goutte, d'un réservoir extérieur, à l'aide d'un tube en verre recourbé en S, dans l'intérieur de la chambre où se trouvent disposées en étagère six terrines en grès munies de becs recourbés, de telle manière qu'elles peuvent déverser de l'une dans l'autre le liquide acide qui arrive d'abord dans la plus élevée. D'autres fois, les terrines sont remplacées par des étagères en grès sur lesquelles l'acide coule en cascades de plateau en plateau. Ainsi exposé par une grande surface au contact de l'acide sulfureux, l'acide azotique cède à ce dernier de l'oxygène pour le convertir en acide sulfurique, et se change lui-même en acide hypoazotique qui continue la réaction dont je vais parler. La proportion d'acide azotique qu'on introduit dans les chambres est de 6 à 7 p. 100 du soufre brûlé.

Pour que les réactions qui doivent produire l'acide sulfurique puissent s'effectuer convenablement et d'une manière continue, il faut de toute nécessité la présence d'une grande quantité de vapeur d'eau. Pour remplir cette condition, on couvre le sol des chambres d'une légère couche d'acide sulfurique faible, et on injecte dans l'intérieur, pendant le cours de l'opération, de la vapeur provenant d'une chaudière *k* agissant sous une légère pression. Pour 100 kilogr. de soufre brûlé, on fait arriver dans les chambres 210 kilogr. d'eau. Le générateur est assez grand pour fournir 300 kilogr. de vapeur afin de parer aux pertes.

Par ces dispositions, on a donc, dans les chambres, de l'air en excès, de l'acide sulfureux, de l'acide azotique et de la vapeur d'eau. Voici la manière dont il faut comprendre les réactions qui s'établissent entre tous ces gaz.

L'acide azotique cède 1/5 de son oxygène à l'acide sulfureux qui devient ainsi acide sulfurique, et il se produit de l'acide hypoazotique. Mais celui-ci, en présence d'une grande quantité d'eau, se convertit, nous l'avons déjà dit, en acide azotique et en bioxyde d'azote. Ce dernier gaz, rencontrant de l'air au moment où il apparaît, reproduit de l'acide hypoazotique, que la vapeur d'eau ne tarde pas à changer une seconde fois en acide azotique et en bioxyde d'azote.

Vous voyez donc, Messieurs, que c'est, en définitive, l'acide azotique, sans cesse reproduit par l'oxygène de l'air, aidé de la vapeur aqueuse, qui convertit en acide sulfurique tout l'acide sulfureux qui afflue dans la chambre, de sorte que, s'il n'y avait aucune perte dans les appareils, une très-minime proportion de cet acide azotique, et toujours la même, suffirait à suroxygéner des quantités indéfinies de gaz sulfurenx.

L'appareil perfectionné que l'on emploie aujourd'hui repose sur le principe de la *combustion continue,* imaginé par Jean Holker, et rendu manufacturier par Holker, Chaptal et Darcet. Une fois l'opération commencée dans cet appareil, on ne l'interrompt que lorsqu'il y a des réparations à faire dans les chambres. On est arrivé à ce double résultat d'augmenter considérablement la production, et de diminuer notablement la proportion du composé azotique indispensable à la transformation de l'acide sulfureux.

Voici la description succincte de cet appareil que la figure 99 reproduit dans son ensemble.

A, A' sont deux fourneaux dans lesquels on brûle le soufre; ils sont accouplés; on les suppose coupés dans la figure, afin de faire voir leur disposition intérieure. Le soufre brûle sur une large plaque en tôle. La chaleur produite par cette combustion, est utilisée pour fournir la quantité de vapeur d'eau nécessaire à la réaction dans les chambres de plomb. A cet effet, une chaudière est placée, dans chaque fourneau, immédiatement au-dessus de la sole sur laquelle le soufre brûle. Un tuyau *cd* conduit cette vapeur dans les diverses chambres.

A l'extrémité de chacun des deux fours, un gros tube en tôle B porte les gaz de la combustion dans une cheminée commune B', dont la section de passage est égale à la somme des sections des deux tubes B, B. Cette cheminée doit avoir au moins une hauteur de 6 à 7 mètres, afin que les gaz acquièrent une force ascensionnelle assez grande pour traverser les diverses parties de l'appareil. Elle conduit le mélange de gaz sulfureux et d'air atmosphérique dans une première petite chambre en plomb, CC', dite *premier tambour,* où se trouvent disposées des tablettes en plomb inclinées. On fait tomber sur la tablette supérieure un courant continu

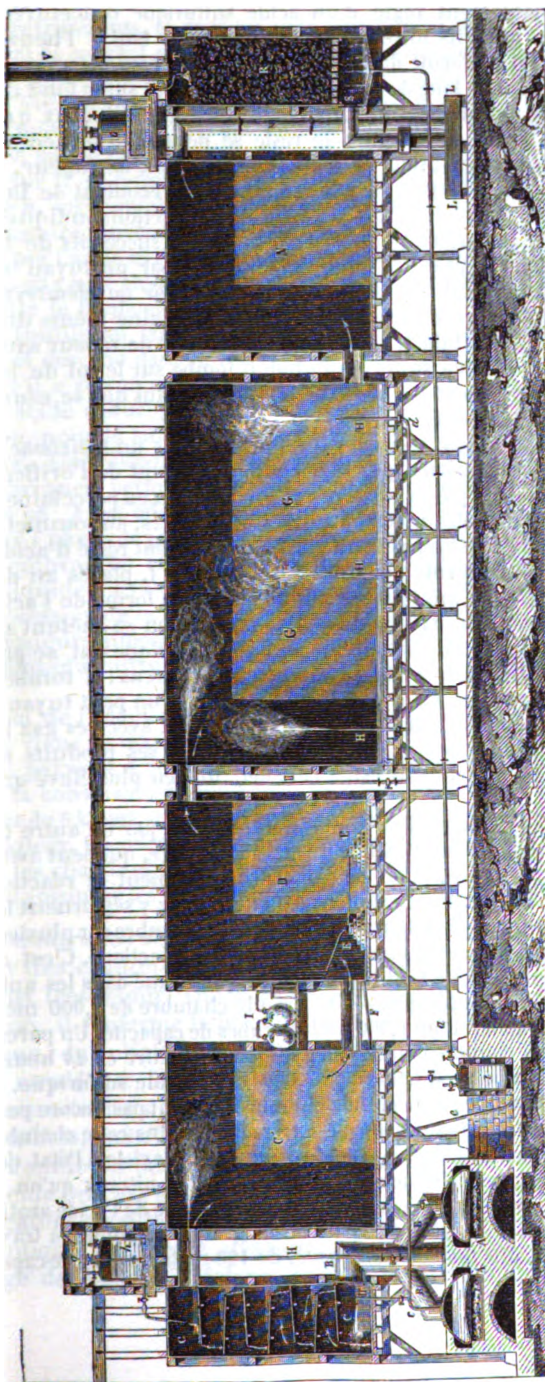


Fig. 99.

et convenablement réglé d'un acide sulfurique concentré, fortement chargé de produits nitreux, dont j'indiquerai tout à l'heure l'origine. Cet acide est renfermé dans le vase *h*. L'acide coule, en nappes minces et en cascades, le long des planchettes et se réunit sur le fond du tambour. Une partie des produits nitreux réagit sur le gaz sulfureux qu'elle transforme en acide sulfurique; le reste se dégage au milieu du mélange gazeux d'acide sulfureux et d'air. Une injection de vapeur, lancée par un étroit orifice, dans la direction des gaz qui s'écoulent de la cheminée, concourt au tirage des fours, et favorise les réactions indiquées.

Le mélange gazeux, poussé par les produits successifs de la combustion du soufre, passe du premier tambour, par un tuyau *a* dans une chambre en plomb C', dite *deuxième tambour* ou *dénitrificateur*, de 100 mètres cubes environ de capacité. A l'origine même du tuyau, on fait arriver par le tube H dans la chambre un jet de vapeur sous une pression élevée. L'acide sulfurique produit tombe sur le sol de la chambre, où arrive également par un tube en plomb celui qui se réunit au fond du premier tambour.

Les gaz se rendent ensuite, par un tuyau, dans un *troisième tambour* D, de mêmes dimensions que le second. Au-devant de l'orifice du tuyau sont placées deux pièces en terre cuite, en grès ou en porcelaine E, E, ayant la forme d'un château d'eau à plusieurs cascades, au sommet desquelles on fait tomber un filet continu et convenablement réglé d'acide azotique. Cet acide est renfermé dans des vases en grès I, placés au dehors de la chambre. L'acide azotique est décomposé; il se forme de l'acide sulfurique, et les gaz nitreux produits dans la réaction se mêlent avec le gaz sulfureux et l'air atmosphérique. L'acide sulfurique qui se produit dans cette chambre est très-chargé de composés nitreux; il tombe sur le sol de cette chambre, et coule de là, à l'aide d'un petit tuyau F, dans le deuxième tambour, où il se trouve en contact avec des gaz renfermant beaucoup d'acide sulfureux, qui lui enlèvent ses produits nitreux. Le sol du troisième tambour est, à cet effet, un peu plus élevé que celui du deuxième.

Les gaz, continuant leur route, sont conduits par un autre tuyau dans une quatrième chambre GG, dite *grande chambre*, qui peut avoir environ 1,000 mètres cubes, et où se passe principalement la réaction des gaz sulfureux, nitreux et oxygène, parce que ces gaz y séjournent longtemps. Des jets de vapeur H, H, H arrivent dans cette chambre sur plusieurs points, y font tourbillonner les gaz et favorisent les réactions. C'est dans cette chambre que se rend tout l'acide sulfurique formé dans les autres; aussi son niveau est-il inférieur. — Une grande chambre de 1,000 mètres cubes suppose un appareil de 1,500 mètres cubes de capacité. Un pareil système procure une combustion de 1,000 kilogr. de soufre en 24 heures, et par conséquent une production de 3,000 kil. d'acide sulfurique.

Les gaz, au sortir de la grande chambre, ne sont pas encore perdus dans l'atmosphère. La température est très-élevée dans cette chambre, et une portion assez considérable d'acide sulfurique y existe à l'état de vapeur. De plus, les gaz renferment encore des produits nitreux qu'on peut leur enlever, de manière à économiser sur la dépense de l'acide azotique.

On fait passer les gaz, au sortir de la grande chambre, à travers deux tambours N, dits *tambours en queue*, de 100 mètres cubes de capacité, qui

servent de réfrigérants, et dans lesquels sont disposées des tablettes qui interrompent le courant gazeux et facilitent ainsi le dépôt des vapeurs.

Les gaz se rendent de là dans un troisième réfrigérant LL, refroidi extérieurement avec de l'eau; enfin ils arrivent dans un dernier tambour R, qui a pour objet d'absorber les gaz nitreux, et de là ils se dégagent dans l'atmosphère par le tuyau V.

Le tambour R est rempli de gros fragments de coke maintenus par un diaphragme S, sur lesquels on fait tomber un courant continu d'acide sulfurique concentré provenant du réservoir *o*. Cet acide, à 62 ou 64 degrés, laisse échapper l'azote et l'oxygène, mais absorbe très-bien les vapeurs nitreuses. Les gaz non absorbables sortent continuellement par le tuyau V qui surmonte le tambour. Ils constituent, en quelque sorte, un résidu gazéiforme inutile au fabricant, tandis que l'acide sulfurique qui filtre sur le coke et descend dans le réservoir *i*, ramène avec lui le gaz hypoazotique qu'il a retenu au passage.

C'est cet acide sulfurique nitreux, que l'on fait remonter dans le vase supérieur *gh*, pour le faire tomber de là dans le premier tambour, où il se dénitrifie. Une disposition très-simple, et fréquemment employée dans les fabriques, permet d'élever facilement cet acide, du réservoir *i* dans le vase *gh*. A cet effet, le haut de celui-ci communique avec le bas du réservoir *i* par le tuyau *ef*. Le haut du vase *i''* porte un tube à robinet qui s'embranche sur le tuyau général de vapeur *cd*. Pour faire monter le liquide du réservoir *i''* dans le vase *gh*, il suffit d'ouvrir le robinet; la pression de la vapeur dans la chaudière, pression qui est toujours de plusieurs atmosphères, s'exerce alors à la surface du liquide *i''* et le fait monter au niveau *g*. On ferme le robinet *gh*, quand le vase est plein.

Au moyen de l'addition du tambour à coke et de l'ingénieuse disposition que je viens de décrire, dont l'idée première appartient à Gay-Lussac, on est parvenu à réduire de moitié la quantité d'acide azotique nécessaire à la conversion de 100 kilogr. de soufre en acide sulfurique. Au lieu de près de 8 kilogr. qu'on dépensait autrefois, on n'en consomme plus que 4 à 5 kilogr. Un autre avantage immense, c'est que, ramenant chaque jour dans les chambres les produits azotiques qu'on laissait perdre jadis, on évite au voisinage les inconvénients des vapeurs rutilantes insalubres.

III. *Concentration de l'acide sulfurique.* — L'acide sulfurique, tel qu'il sort des chambres, marque 40, 45, 50 ou 55 degrés tout au plus. Il est très-impur. Outre l'eau qu'il contient en assez forte proportion, il renferme habituellement de l'acide azotique ou hypoazotique, du sulfate de plomb dû à ce que le plomb des chambres est oxydé par les vapeurs nitreuses, et à ce que l'oxyde se dissout ensuite dans l'acide sulfurique qui ruisselle sur les parois des chambres, enfin du sulfate de chaux provenant de l'eau que l'on met sur le sol des chambres au début des opérations.

Cet acide brut est employé dans certaines industries, telles que la fabrication du sulfate de fer, du sulfate d'ammoniaque, de l'acide azotique, de l'acide stéarique pour les bougies; mais pour l'affinage des métaux précieux, pour la dissolution de l'indigo, la

fabrication de la garancine, et une foule d'autres emplois, il y a nécessité de le concentrer et de le purifier des matières étrangères. L'acide n'est reçu dans le commerce que lorsqu'il marque 66 degrés.

La concentration de l'acide des chambres s'opère en deux époques distinctes. On l'amène d'abord à 57 ou 60 degrés dans des bassins en plomb peu profonds et très-larges A,A, placés en étages sur un fourneau commun (*fig.* 100). On ne peut pousser la concentration au delà, parce qu'à 60 ou 62 degrés de densité, l'acide bout entre 195 à 200 degrés, et qu'alors il commence à attaquer le plomb.

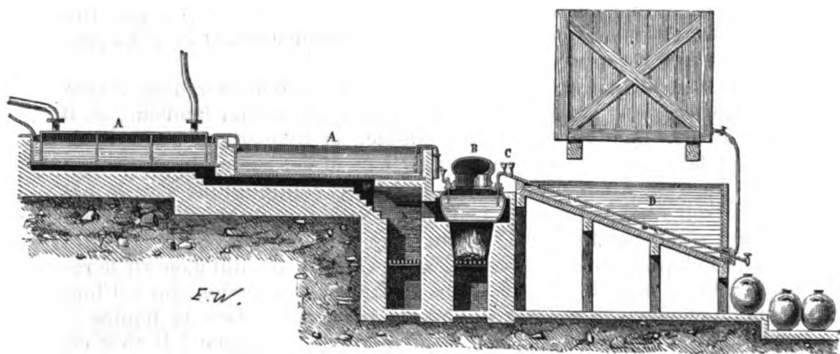



*Fig.* 100.

On termine la concentration dans un vase ou cucurbite en platine, muni d'un chapiteau et d'un serpentin de même métal B; ce dernier est continuellement refroidi par de l'eau; on agit ainsi parce que la vapeur entraîne toujours une certaine portion d'acide. Ces eaux acides sont reportées dans les chambres où elles se concentrent. Lorsque l'acide de la cucurbite est arrivé à 66 degrés, on le soutire à l'aide d'un siphon en platine C, qui est adapté sur la cucurbite, et dans lequel il se refroidit avant d'arriver dans les cruches en grès où on le reçoit; les deux branches de ce siphon sont plongées, sous une certaine inclinaison, dans un réfrigérant D dont l'eau est sans cesse renouvelée.

Ce n'est que depuis une quarantaine d'années qu'on fait usage de vases en platine pour la concentration de l'acide sulfurique. Un appareil en platine, pesant en tout 81 kilogrammes, coûte environ 80,000 fr.; l'intérêt et l'usé représentent 24 fr. par jour. Cette somme répartie sur 4,000 kilogrammes, produit de la concentration journalière, équivaut, pour chaque quintal métrique, à 60 centimes seulement.

Avant l'introduction des vases de platine dans les fabriques, on

se servait de cornues de verre d'une capacité de 50 à 80 litres, lutées à l'argile, qu'on disposait, au nombre de 100 environ, sur un fourneau de galère. Chaque cornue ne faisait pas plus de cinq concentrations, en moyenne; elle coûtait généralement 6 fr. Il est inutile de faire ressortir les avantages du nouveau mode de concentration.

Par suite de cette concentration, l'acide s'est dépouillé de son eau et de la presque totalité des composés nitreux, mais il renferme encore des sels étrangers dont la proportion, toutefois, est assez faible pour ne pas changer ses caractères. On reconnaît leur quantité en faisant évaporer 50 ou 60 grammes d'acide dans une capsule de platine ou de porcelaine. Dans la pratique, on regarde l'acide comme bon lorsqu'il ne laisse qu'un résidu de 5 milligrammes.

Chaque 100 kilogrammes de soufre devrait fournir 306 kilogrammes d'acide sulfurique à 66 degrés, puisque l'acide est formé de :

| | |
|---|---|
| Soufre........................ | 100 |
| Oxygène........................ | 150 |
| Eau........................ | 56 |
| | 306 |

Dans une bonne fabrication, on réalise 290 à 295 kilogrammes, rarement 300 kilogrammes, parce que le soufre brut employé contient, terme moyen, de 3 à 4 p. 100 de matières terreuses, et que, d'autre part, il est impossible d'éviter une foule de petites pertes qui se manifestent trop souvent sur les immenses surfaces du plomb des appareils. Dans tous les cas, ceux-ci fonctionnent avec assez de perfection pour permettre de livrer l'acide au prix moyen de 20 centimes le kilogramme.

L'acide du commerce, même le mieux préparé, est trop impur pour pouvoir servir aux recherches des laboratoires.

On y reconnaît la présence du plomb, en l'étendant d'eau et y faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré, qui forme dans ce cas un précipité noir ou brun.

On constate aisément celle des composés nitreux au moyen de quelques gouttes d'une dissolution très-affaiblie d'indigo qui se trouve décolorée dès qu'on chauffe. Comme ce sont surtout ces composés qui rendent l'acide sulfurique impropre à une foule de réactions, il faut toujours avoir la précaution, avant de s'en servir, de le faire chauffer avec 2 à 3 millièmes de sulfate d'ammoniaque, ainsi que M. Pelouze l'a conseillé le premier.

Dans ce cas, l'ammoniaque de ce sel décompose, par son hydrogène, les divers composés oxygénés de l'azote, en formant de l'eau et en donnant de l'azote. C'est ce que montre la légende suivante

qui met en présence de l'acide hypoazotique et de l'ammoniaque :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 6 vol. acide hypoazotique | = | 6 vol. oxygène.... | + | 3 vol. azote; |
| 8 vol. ammoniaque...... | = | 12 vol. hydrogène.. | + | 4 vol. azote; |
| Produit..... | = | 12 vol. vap. d'eau.. | + | 7 vol. azote. |

Pour purifier l'acide sulfurique des sels étrangers non volatils, il faut le soumettre à la distillation. C'est une opération assez dangereuse, à cause des soubresauts que produit le liquide en ébullition. On les évite en le chauffant, non par-dessous, mais latéralement. Pour cela, on fait usage d'une galerie en grillage de fil de fer, ouverte à son centre pour laisser passer la panse de la cornue, comme dans la figure 101. On fait le feu dans la galerie circulaire *g*, et pour éviter le courant d'air froid, on recouvre la cornue *c* d'une

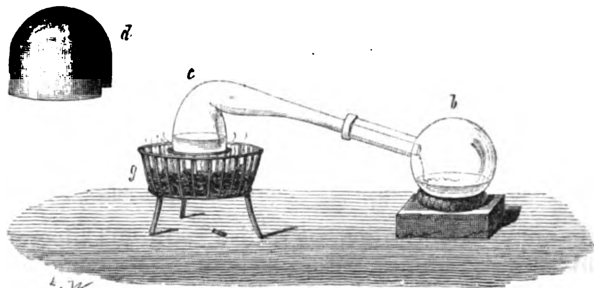



*Fig.* 101.

garniture échancrée en tôle *d* qui pose sur la galerie. On engage le col de la cornue dans celui d'un ballon en verre *b*. On ne refroidit aucune partie de l'appareil, pour lequel, d'ailleurs, on n'emploie ni luts ni bouchons, afin de ne pas colorer l'acide.

Vous me pardonnerez, Messieurs, les détails un peu longs dans lesquels je viens d'entrer, en raison de l'importance extrême, pour tous nos arts industriels, d'un acide dont la production s'élève annuellement, en France, à plus de 70 millions de kilogrammes.

Je vais maintenant appeler toute votre attention sur un métalloïde des plus utiles à bien des titres différents, et dont l'étude ne saurait être faite avec trop de soins.

## Du Carbone.

Parmi les brillantes et nombreuses découvertes que la fin du dix-huitième siècle et le commencement du dix-neuvième ont vues éclore, aucune, Messieurs, ne frappe autant les esprits, encore peu familiarisés avec les prodiges de la chimie, que celle qui

a démontré la parfaite identité de nature entre le CHARBON vulgaire qui brûle dans nos foyers et cette pierre précieuse qui, sous le nom de DIAMANT, est pour tous le type de l'éclat et de la richesse !

Qu'y a-t-il, en effet, de commun, au premier abord, entre ces deux matières d'aspect et de propriétés si opposés?

Comment concevoir que la même substance puisse s'offrir à nous sous des formes aussi dissemblables?

L'expérience, cependant, a prononcé, et l'incrédulité n'est plus permise devant la masse de faits qui témoignent à l'envi de cette unité de constitution entre les deux corps dont je parle. Au nombre de ces faits que la science moderne nous a révélés, il en est un surtout qui a une haute importance, et qui suffit pour entraîner la conviction. Le voici :

Le diamant, chauffé au sein de l'oxygène ou même de l'air, brûle à la manière du charbon, et donne, comme ce dernier, du gaz acide carbonique. Qu'on soumette 100 parties de diamant, et 100 parties de charbon noir bien purifié, à l'action d'une haute température au sein du gaz oxygène pur, on reconnaît que, dans les deux cas, 266p,6 de ce gaz sont absorbées pour la dissolution totale des deux combustibles, et qu'il en résulte exactement le même volume d'acide carbonique, dont le poids représente le poids de l'oxygène et celui du diamant ou du charbon consumé, c'est-à-dire 366p,6.

Il est évident qu'il n'y a que deux corps absolument identiques qui puissent fournir un pareil résultat!

A quoi donc faut-il rapporter cette différence d'aspect, de caractères physiques qui nous apparaissent dans le diamant et le charbon? Tout simplement à une disposition particulière, à un arrangement symétrique des molécules différent dans chacun de ces corps; et, ce qui le prouve, c'est que si l'on réduit le diamant en poudre fine, ou si, après l'avoir engagé dans une combinaison chimique, on l'isole des autres substances auxquelles il était uni, il se montre alors avec l'apparence du charbon noir en poudre, et ne peut plus en être distingué. En 1847, M. Jacquelain soumet le diamant à l'influence d'un courant électrique intense, et il le voit se ramollir, se boursoufler, perdre sa transparence, se partager en plusieurs fragments, devenir noir, friable, se changer enfin en un charbon analogue au coke que nous brûlons dans nos habitations !

Il en est donc du diamant et du charbon, comme du soufre cristallisé et du soufre amorphe, du phosphore blanc et du phosphore rouge; ce sont deux états distincts, deux variétés polymorphiques du même corps simple, que nous désignerons, avec les chimistes modernes, par le nom univoque de CARBONE. Le

naturaliste Haüy a dit, avec beaucoup de raison, à propos de cette singularité, que le proverbe : *Les extrêmes se touchent*, n'a jamais été plus vrai.

Comme vous le pensez bien, Messieurs, ce n'est qu'après une longue suite de recherches qu'on a pu se former une idée exacte de la nature de ces deux substances. Les anciens, qui connaissaient le diamant, le regardaient comme une matière incombustible. Pline, qui n'était que l'écho des opinions de ses contemporains, avance que ce corps triomphe des efforts du feu, et ne peut pas même être échauffé par lui. Quel n'eût pas été l'étonnement de Pline, si quelqu'un eût fait brûler devant lui une de ces pierres qu'il croyait inaccessibles à l'action de la chaleur? C'était pour rappeler cette propriété imaginaire, ainsi qu'une autre plus réelle, l'extrême dureté du diamant, qu'on lui avait donné le nom d'*adamas*, qui signifie *indomptable* dans la langue grecque.

La grande analogie du diamant avec les pierres précieuses ou *gemmes*, le fit regarder ensuite comme chimiquement semblable à ces dernières. Boyle fut le premier qui soumit les pierres gemmes à l'action du feu; il prétendait que plusieurs d'entre elles, et en particulier le diamant, exhalaient dans cette opération des vapeurs âcres très-abondantes. Cette assertion chimérique fut bonne à quelque chose, car elle fit naître à d'autres l'idée de recommencer ses expériences. C'est ce qui arriva à la fin du dix-septième siècle.

Cosme III, grand-duc de Toscane, fit faire des essais à Florence, en 1694 et 1695, par les célèbres Averani et Targioni, membres de l'académie *del Cimento*. Le diamant, placé au foyer d'un miroir ardent, disparut au bout d'un certain temps, sans laisser aucun vestige. Longtemps après, François-Étienne de Lorraine, devenu depuis grand-duc de Toscane, et enfin empereur, sous le nom de François Ier, fit, à Vienne, une nouvelle série de recherches sur ce corps, dont il opéra également la combustion complète à l'aide de fourneaux ordinaires. — De 1766 à 1772, ces expériences furent répétées de toutes les manières, par Darcet père, Rouelle, Macquer, Roux, Cadet, Lavoisier, Mitouart, qui tous reconnurent que le diamant est indestructible par l'action du feu le plus violent, lorsqu'il est parfaitement garanti du contact de l'air, tandis qu'il se dissipe totalement, lorsqu'on le chauffe au contact de ce fluide.

Quelques années après, Lavoisier s'assura que, par sa combustion dans des vaisseaux fermés, le diamant donne naissance à de l'acide carbonique; qu'il en est ainsi du charbon de bois; et il en tira la conséquence que le premier de ces corps devait contenir le même principe combustible que le second, c'est-à-dire du carbone. C'est en 1814, que le célèbre chimiste anglais sir

Humphry Davy mit fin à toute incertitude à cet égard, en pratiquant la belle expérience dont j'ai parlé en commençant.

Une chose fort remarquable, c'est que, bien longtemps avant qu'on pensât à soumettre le diamant à l'épreuve du feu, le génie de Newton lui avait fait entrevoir que ce corps devait être éminemment combustible. Des considérations tirées des propriétés optiques qu'il présente avaient seules conduit l'illustre Anglais à émettre une idée si vraie, qui resta ignorée du monde savant jusqu'en 1792, c'est-à-dire longtemps après que les propriétés combustibles du diamant furent connues (1).

Le carbone, qui, au début de son étude, nous présente un des phénomènes les plus dignes d'éveiller la curiosité, est un des éléments les plus intéressants à connaître, en raison des formes diverses qu'il revêt dans la nature, en raison de son rôle dans l'organisation des plantes et des animaux, en raison aussi des innombrables services qu'il nous rend. Libre, il constitue les minéraux désignés sous les noms de *diamant*, de *plombagine*, d'*anthracite*, de *lignite*, de *houille*. Uni à l'oxygène, à l'hydrogène et à l'azote, il est un des principes constituants de toutes les substances organiques; enfin, il est la base, ou, comme on dit, le *radical* du gaz acide carbonique et du *gaz hydrogène carboné,* qui se forment et se dégagent sans cesse autour de nous.

Examinons rapidement les différents états sous lesquels il nous apparaît à la surface du globe ; nous verrons ensuite ceux que l'art lui donne pour mieux l'approprier à nos besoins journaliers.

### I. Du Diamant.

Le DIAMANT est un corps vitreux, transparent, sans odeur ni saveur, le plus ordinairement incolore, mais présentant quelquefois des teintes jaunes, bleues, vertes, brunes ou roses, plus ou moins belles. Taillé et même brut, il possède un éclat très-vif, se rapprochant, sous certains aspects, de celui des métaux, et ayant également quelque chose de gras ou d'onctueux. Cet éclat est caractéristique; aussi les minéralogistes allemands le désignent-ils sous le nom d'*éclat adamantin*. La réfraction qu'il fait éprouver à la lumière qui le traverse est très-forte, et même plus prononcée que dans aucun autre corps transparent.

C'est à ces deux propriétés optiques qu'il doit le rang qu'il occupe, au-dessus de toutes les pierres précieuses, dans l'estime des dames et des lapidaires. Ces propriétés sont singulièrement

(1) Nous devons dire que, bien avant Newton, Boece de Boot, auteur d'un ouvrage intitulé *Histoire des pierres précieuses*, écrit probablement en 1612, et dont on a une deuxième édition de 1636, avait émis le soupçon que le diamant pourrait bien être un corps combustible. ( GUIBOURT.)

rehaussées par la taille qu'on lui fait subir, et par le nombre de facettes polies dont on l'environne.

Son caractère le plus saillant consiste dans sa dureté, qui est telle qu'il raye tous les corps sans être rayé par aucun. Il résiste à la lime, et ne peut être usé que par sa propre poussière. Il sert, en raison de cette grande dureté, à former des pivots pour les pièces délicates d'horlogerie, à polir les pierres fines et à couper le verre. Les vitriers font usage, pour cet objet, du diamant cristallisé à arêtes curvilignes ou courbes, qu'ils appellent *diamant de nature*. Au bout d'un petit manche de bois, on *monte*, avec de l'étain, un diamant brut, de manière qu'il présente en avant une des arêtes courbes qui lui sont naturelles; le manche a une face parallèle à cette arête, et, en conduisant cette face le long d'une règle, l'arête glisse parallèlement sur le verre et le coupe.

C'est moins à cause de sa dureté que de sa forme que le diamant est si utile dans ce cas. En effet, les diamants taillés ou à arêtes trop vives ne font que rayer le verre sans le couper, tandis que toutes les substances susceptibles de rayer ce dernier corps acquièrent la propriété de le fendre lorsqu'elles sont taillées de manière à présenter des faces bombées et des arêtes curvilignes. Il paraît qu'au moyen de cette forme, l'angle entre dans le trait produit par le frottement, et sépare les parties l'une de l'autre absolument de la même manière que le ferait un coin.

La densité du diamant est bien supérieure à celle de l'eau, puisqu'elle est de 3,52 à 3,55, d'après Brisson.

On ne rencontre les diamants que dans trois parties du monde fort éloignées l'une de l'autre, le Brésil, les Indes orientales et la Sibérie; mais les terrains qui les renferment offrent une analogie très-remarquable. Ce sont des terrains de transport ou des sables, dans lesquels il existe, avec les diamants, des pierres précieuses, des paillettes d'or et du platine. Les diamants sont fort souvent enveloppés d'une croûte terreuse plus ou moins adhérente, qui empêche de les reconnaître avant qu'ils aient été lavés. Ils sont ou en cristaux réguliers qui ont la forme de l'octaèdre (*fig.* 102, A),

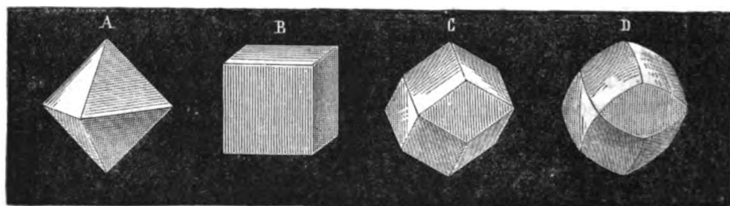



*Fig.* 102.

du cube (B), du dodécaèdre rhomboïdal (C), ou en cristaux à faces curvilignes (D), ou en grains irrégulièrement arrondis.

Les mines de l'Inde sont connues depuis un temps fort reculé, mais elles n'ont été exploitées régulièrement que depuis trois siècles environ. C'est dans le Dekhan, particulièrement dans la contrée de Raolkunda, à cinq journées de Golconde, puis au Bengale, et dans l'île de Bornéo, qu'existent les terrains diamantifères. — Les mines de Golconde sont très-célèbres ; elles occupaient déjà, en 1622, trente mille ouvriers ; elles ont été longtemps en possession d'approvisionner de diamants le marché du monde entier. — Les mines de Bornéo ont un produit annuel de 2,000 carats environ ; elles sont peu ou mal exploitées.

Les mines du Brésil, découvertes au commencement du dix-septième siècle, sont situées principalement dans la province de Minas-Géraès ; elles alimentent actuellement tout le commerce des diamants, bien que ceux qu'elles livrent aient presque tous une légère teinte jaunâtre, qui contraste avec le blanc parfait des diamants indiens. Il en parvient en Europe de 25 à 30,000 karats bruts par an, c'est-à-dire de 5 à 6 kilogrammes, qui sont réduits par la taille à 8 ou 900 karats (160 ou 180 grammes). Cette faible quantité coûte plus de 1,000,000 fr. de frais d'exploitation. On a découvert, en 1839, dans la *Serra de Grammagoa*, à 43 lieues portugaises de la ville de Tijaco ou Diamantina, des couches puissantes de grès dans lesquelles les diamants sont empâtés en grand nombre.

C'est en 1824 qu'on a découvert des diamants dans les sables aurifères des monts Ourals, en Sibérie. Il ne paraît pas que ces gisements soient exploités comme mines productives.

L'extraction du diamant se fait d'une manière fort simple. Dans l'Inde, on lave le sable qui renferme cette substance précieuse, pour entraîner la plus grande partie des matières terreuses. Le résidu est ensuite étendu sur une aire bien battue, où des hommes nus font la recherche des diamants, en plein soleil, sous la surveillance d'inspecteurs. — Au Brésil, le lavage des terres se fait sous des hangars, sur un plancher incliné, partagé, dans sa longueur, en plusieurs compartiments ou cases, dans chacune desquelles est un nègre. Un courant d'eau est amené vers la partie supérieure, où se trouve un tas de *cascalho* (nom qu'on donne à la terre), dont chaque laveur fait tomber successivement quelques parties pour les bien laver, et chercher ensuite, dans le gravier qui reste, les diamants qui peuvent s'y trouver. Des inspecteurs sont placés sur des siéges élevés au haut de l'atelier. Aussitôt qu'un nègre a trouvé un diamant, il en avertit en frappant des mains, et le remet à l'un des inspecteurs, qui le pèse et l'enregistre. Le laveur qui trouve un diamant du poids de 17 karats 1/2 ($3^{gr},5$ environ) est mis en liberté avec solennité.

Il paraît qu'aux Indes la recherche du diamant est à peu près libre, et qu'il existe seulement un droit pour les chefs des contrées où elle a lieu. Au Brésil, le gouvernement se l'est réservée ; aussi, la contrebande y est-elle considérable.

Les anciens, ignorant l'art de tailler le diamant, l'employaient à l'état brut. Les diamants pourvus de leur poli naturel s'appelaient *diamants bruts ingénus;* ceux qui offraient naturellement une figure pyramidale se nommaient *pointes naïves ;* on les montait de manière à ce qu'ils présentassent cette pointe en avant : ils étaient fort recherchés.

On a cru longtemps que Louis de Berquen, jeune noble de Bruges, découvrit la propriété du diamant de s'user au moyen de sa propre poussière, et qu'il mit le premier ce procédé en pratique pour tailler cette pierre précieuse, dès l'année 1476. Mais, d'une part, il était invraisemblable que l'art de la taille fût ignoré au quinzième siècle dans l'Inde, véritable patrie des beaux diamants, où on les polit par des procédés assez différents des nôtres, en leur donnant la forme de tables et de roses, les moins estimées en Europe. D'un autre côté, il est maintenant avéré, ainsi que nous l'apprend M. Delaborde, qu'il existait à Paris en 1407 un tailleur de diamants, nommé Hermann, très-célèbre dans son art. En 1403, le duc de Bourgogne, donnant dans le Louvre à dîner au roi et à sa cour, offrit à ses convives des présents où figuraient onze diamants valant 786 écus, et le duc de Berry comptait au nombre de ses joyaux un diamant qu'on estima 5,000 écus en 1416. Ces prix élevés ne pouvaient s'appliquer à des diamants bruts ou polis naturellement. Louis de Berquen n'a eu d'autre mérite, très-probablement, que de perfectionner les procédés alors connus pour la taille du diamant. Charles le Téméraire, duc de Bourgogne, le récompensa magnifiquement, et porta la première pierre taillée par ce jeune homme; mais il la perdit, avec tous ses autres joyaux, à la bataille de Morat (22 juin 1476), que les Suisses gagnèrent sur lui. Depuis, ce diamant a été retrouvé et vendu à Henri VIII, roi d'Angleterre, qui le donna en présent de noces à sa fille, lorsqu'elle épousa Philippe II, roi d'Espagne.

On débite les diamants, comme les pierres dures, avec un archet sur lequel est tendu un fil de métal continuellement enduit de poudre de diamant ou *égrisée*. Quant à la taille, on la pratique au moyen d'une plate-forme horizontale, en acier très-doux, qu'on recouvre d'*égrisée* délayée dans de l'huile, et contre laquelle on appuie, pendant qu'elle tourne rapidement, le diamant qu'il s'agit de tailler. Lorsqu'une des faces est usée, on le change de position, et ainsi de suite (1). C'est encore de la même manière, sur une meule de fer, de cuivre ou de plomb, recouverte d'égrisée, qu'on polit les rubis, les saphirs, les grenats, les agates.

(1) Depuis longtemps, c'est à Amsterdam que s'est concentrée l'industrie de la taille du diamant. Sur une population juive de 28,000 âmes, 10,000 s'y livrent exclusivement et l'ont portée à un haut degré de perfection. Outre la *Compagnie générale des diamantaires*, qui a plusieurs machines à vapeur d'une force de 95 chevaux, mettant en mouvement 438 meules et occupant 925 ouvriers, il y a plusieurs établissements particuliers d'une grande importance. Dans les uns et dans les autres, les meules sont mises à la disposition du public, moyennant un prix fixe, au jour et à l'heure. Jamais les diamants n'ont été taillés aussi rapidement et avec moins de perte que maintenant.

Le diamant taillé possède à un plus haut degré que le diamant brut la puissance réfractive et la propriété de diviser à l'infini le faisceau lumineux, en raison des nombreuses facettes qui le recouvrent, celles-ci faisant suivre à la lumière un plus grand nombre de routes. Mais la manière dont ces facettes sont disposées influe beaucoup aussi sur l'intensité de l'éclat que cette belle pierre répand. Il n'existe plus aujourd'hui que deux sortes de taille : la *taille en rose,* qui ne s'emploie que pour les pièces de peu d'épaisseur; et la *taille en brillant,* plus recherchée, que le cardinal Mazarin fit exécuter le premier sur douze diamants conservés parmi les pierreries de la couronne sous le nom des *Douze-Mazarins.*

La *taille en rose* (*fig.* 103) présente à son sommet une pyramide à facettes triangulaires, et une large base plate destinée à être cachée dans la monture qui n'est jamais à jour. Les *roses* sont ordinairement montées sur une lame métallique blanche et polie; elles ont moins d'éclat que le *brillant.*



*Fig.* 103.

La *taille en brillant* (*fig.* 104) présente à sa partie supérieure une face assez large ou *table*, entourée de facettes triangulaires, qu'on nomme *dentelles*, et de facettes en losange; elle se termine inférieurement par une sorte de pyramide garnie aussi de facettes ou *pavillons*, destinées à réfléchir la lumière qui a traversé la pierre, et cette pyramide est tronquée par une autre petite table ou *culasse.* Les brillants sont montés à jour.

Il est des diamants qui résistent à la taille, surtout les noirs; on les nommes *diamants de nature.* Ils servent à préparer l'*égrisée,* ou sont vendus aux vitriers. L'*égrisée* qu'on trouve dans le commerce vient d'Amsterdam; on l'obtient en frottant pointe contre pointe deux diamants bruts enchâssés dans des maillets ou manches en bois; la poussière qui s'en détache tombe dans une petite boîte nommée l'*égrisoir;* elle vaut 48,226 fr. le kilogramme. Cette fragilité du diamant tient à ce que, quoique très-dur, il est susceptible de *clivage*, c'est-à-dire de se diviser en tranches minces quand on agit dans le sens des lames naturelles de la pierre.

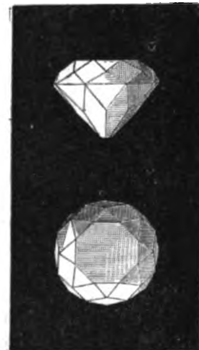


*Fig.* 104.

En raison des difficultés de la taille, de la perte qu'elle pro-

duit, et aussi des frais considérables qu'entraîne l'exploitation des mines, le prix des diamants est en général très-élevé, et il varie suivant la limpidité, la grosseur et l'espèce de taille qu'ils présentent.

Les diamants bruts, qui sont colorés ou tachés, et qu'on réserve pour faire de l'*égrisée*, valent de 30 à 36 fr. le *karat*. On désigne sous ce nom, dans le commerce de la joaillerie, l'unité de poids pour les diamants, les perles fines, les pierres précieuses et l'or (1). Le *karat* correspond à 205 milligram. 1/2. Il se divise en 1/2, 1/4, 1/8, 1/16, 1/32, 1/64.

Les diamants qui sont susceptibles d'être taillés se vendent à raison de 48 fr. le karat (233 fr. le gramme), lorsqu'ils ne dépassent pas ce poids ; mais au-dessus, on les estime par le carré de leur poids multiplié par 48 : ainsi, le prix d'un diamant brut de 2 karats est égal à $2 \times 2 \times 48 = 192$ fr. — Quant au diamant taillé, son prix, bien plus élevé, varie singulièrement. Les diamants taillés en brillant valent bien plus que ceux taillés en rose. Le karat de ceux-ci se paie depuis 60 ou 80 fr. jusqu'à 125 fr. et au-delà. Pour les brillants, les prix s'élèvent considérablement avec leur grosseur. Le karat coûte généralement de 216 à 240 fr ; mais il va quelquefois jusqu'à 288 fr., lorsque le brillant est très-beau.

La grosseur des diamants est ordinairement peu considérable ; presque toujours ils ne dépassent pas le poids de 1 karat. Ceux qui pèsent davantage sont rares, tels sont ceux de 5 à 6 karats, ceux de 12 à 20, etc. On n'en connaît que quelques-uns qui dépassent 100 karats. Presque tous les gros diamants, nommés *diamants parangons*, ont été trouvés dans les mines de l'Inde. On cite comme objets de curiosité, les diamants suivants :

1° Celui du Radjah de Mattan, à Bornéo ; il pèse 300 karats au moins, ou plus de 64 grammes ;

2° le *Koh-i-Noor* (*montagne de lumière*), pris par les troupes anglaises lors de l'occupation de Lahore ; son poids était de 186 karats 1/16 avant la taille : il pèse actuellement 102 karats 1/2. Il a été cédé à la compagnie des Indes pour 6 millions ;

3° Le diamant de l'empereur de Russie : il pèse 193 karats ; il a été

---

(1) Le mot *karat* vient du nom de la fève d'une espèce d'*erythrina* du pays des Shangallas, en Afrique, pays où se fait un grand commerce d'or. Cet arbre est appelé *kuara*, mot qui signifie *soleil* dans le pays, parce qu'il porte des fleurs et des fruits de couleur rouge de feu. Comme les semences sèches de cet arbre sont toujours à peu près également pesantes, les sauvages de ce pays s'en sont servis, de temps immémorial, pour peser l'or. Ces fèves ont été ensuite transportées dans l'Inde, où on les a employées, dans les premiers temps, à peser les diamants (Bruce).

acheté par l'impératrice Catherine pour la somme de 2,500,000 francs comptant et 100,000 francs de pension viagère ; il est d'une belle eau, mais la forme en est mauvaise ;

4° Celui de l'empereur d'Autriche, pesant 139 karats 1/2 et évalué à 2,608,335 francs ;

5° Le *Régent,* appartenant à la couronne de France, remarquable par sa parfaite limpidité et sa forme heureuse ; il pèse 136 karats 3/4, et est taillé en brillant. Son poids, à l'état brut, était de 410 karats ; il a exigé deux années de travail. Il fut payé 2,500,000 fr. par le duc d'Orléans, Régent ; il a été porté, en 1848, dans les inventaires de la couronne, pour 8 millions. On en voit ici (*fig.* 105) la face en grandeur naturelle ;

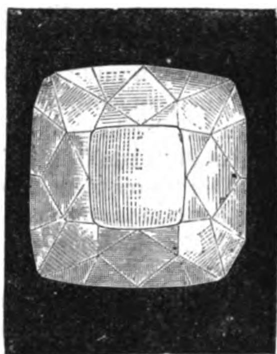


*Fig.* 105.

6° L'*Étoile du sud,* trouvée par une négresse, en juillet 1853, dans la mine de Bogagem, l'un des districts de la province de Minas-Géraès. C'est le plus gros diamant qui provienne du Brésil. Il pesait brut 254 karats 1/2, ou 52$^{gr}$,275. La taille, qui a duré trois mois, lui a fait perdre la moitié de son poids ; il pèse actuellement 125 karats. Il doit valoir au moins 7 millions ; il appartient à M. Halphen, joaillier de Paris ;

7° Enfin le diamant du roi de Portugal, venant aussi du Brésil ; il n'a pas été taillé ; il a la forme d'un octaèdre, et pèse 95 karats.

Depuis que l'identité de nature chimique entre le diamant et le charbon noir a été mise hors de doute, la possibilité de transformer ce dernier en diamant a dû naître dans l'esprit de bien des chimistes, et il est certain que beaucoup d'essais ont été entrepris dans le silence du laboratoire. Si jusqu'ici les tentatives ont été infructueuses, c'est parce qu'on s'est obstiné à soumettre le charbon à de hautes températures, par suite de cette idée que le diamant étant dur, compacte et difficilement combustible, la nature l'avait formé au moyen de températures et de pressions énormes, et qu'en employant les même moyens on arriverait à faire cristalliser le charbon par voie de fusion. Il est évident qu'on a fait fausse route.

Si la géologie ne fournit aucune indication sur le mode de formation du diamant, la chimie donne quelques lumières à cet égard. MM. Dumas et Stas, en opérant des combustions de diamant, à la fin de 1840, se sont aperçus que tous les diamants qu'ils ont brûlés ont laissé un résidu, une cendre, qui consistait, tantôt en un réseau spongieux d'une teinte jaune rougeâtre, tan-

tôt en parcelles jaune-paille et cristallines, tantôt en fragments incolores et cristallins. Ces matières minérales appartiennent au cristal lui-même; elles ont été emprisonnées entre ses propres lames au moment de sa formation. Le poids de ces matières varie de 1/500 à 1/2000. Ce sont surtout des *diamants de nature*, c'est-à-dire réfractaires à la taille, qui laissent quelques matières minérales appréciables.

Il ressort de ces faits que la substance du diamant, c'est-à-dire le carbone, a été en dissolution, et que cristallisant ensuite au milieu d'un liquide chargé de matières étrangères, il en a retenu des traces au centre même de ses cristaux. C'est donc en cherchant à isoler le carbone de ses combinaisons, assez lentement pour qu'il cristallise, qu'on aura plus de chances de créer du diamant de toutes pièces. Ce résultat sera tôt ou tard réalisé, car les chimistes modernes ont surmonté des obstacles bien autrement grands. Les joailliers et les dames seront les seuls à s'affliger de ce progrès scientifique, car il est évident que le diamant perdra une partie de sa valeur du moment qu'on pourra le fabriquer à volonté; mais l'industrie générale y gagnera, puisqu'elle pourra enfin tirer parti des admirables propriétés de dureté et d'inaltérabilité du diamant.

## II. De la Plombagine.

La PLOMBAGINE, désignée aussi sous les noms de *Graphite*, de *Mine de plomb*, de *Crayon noir*, est une variété de carbone plus ou moins impure, qui se présente en masses informes, d'un gris noirâtre, avec le brillant métallique, tachant le papier ou les doigts en gris métallique plombé, et ayant une surface lisse, grasse et onctueuse. Cette substance, complétement opaque, est très-facile à entamer par le couteau. Sa densité est de 2,08 à 2,45, ce qui dépend de sa plus ou moins grande pureté.

Elle paraît appartenir exclusivement aux terrains d'ancienne formation. On la trouve principalement à Passaw, en Bavière, dans le Piémont, les Pyrénées, à Borowdale, dans le Cumberland, en Angleterre. Une seule mine de plombagine est exploitée en France, dans le département des Hautes-Alpes; en 1847, elle a fourni 320 quintaux métriques, valant 1600 francs; mais en 1852, on n'en a extrait que 61 quintaux métriques, valant 247 francs. C'est donc là une exploitation d'un bien faible intérêt pour le pays.

Pendant longtemps, on a considéré la plombagine comme un composé de charbon et de fer, et on la désignait sous le nom de *carbure de fer;* mais il est bien reconnu aujourd'hui que ce n'est qu'une variété de carbone altérée par un mélange accidentel de

terres qui contiennent du fer. La plombagine de Barreros, au Brésil, n'en renferme pas. Celle de Borowdale, l'une des moins impures, contient environ 15 pour 0/0 de substances terreuses.

La plombagine rend une foule de services dans les arts. Réduite en poudre fine et délayée avec de l'huile, on l'applique sur le fer, la fonte, la tôle des tuyaux de poêles, des fourneaux, qu'elle colore en gris de plomb et garantit ainsi de la rouille. Pétrie avec 4 parties de graisse, elle forme une pâte qui sert pour adoucir les frottements des essieux de voitures, des engrenages et autres parties des machines, les pistons des pompes, les tourillons, etc. On l'emploie seule pour les machines en bois, qui se renfleraient si on les enduisait avec des corps gras. On en fait d'excellents creusets réfractaires pour les fondeurs en cuivre, en l'unissant à l'argile. C'est dans des creusets de cette nature que, dans les hôtels des monnaies, on fond l'alliage d'or et de cuivre qui sert à fabriquer les pièces de 20 et de 40 francs. Sous le nom de *Plomb de mer*, on l'utilise au vernissage du plomb de chasse, que l'on fait tourner dans des tonneaux avec cette matière.

La *galvanoplastie,* ou l'art de modeler les métaux en les précipitant de leur dissolution saline par l'action lente d'un courant électrique, fait un grand usage de la plombagine pour rendre conducteurs du fluide électrique les objets qui ne le sont pas dans leur état naturel, et pour empêcher l'adhérence entre deux métaux à superposer.

La propriété que possède la plombagine de laisser sur le papier une trace grise et luisante, l'a fait appliquer, bien avant le seizième siècle, à la fabrication de crayons, connus sous les noms de *Mine de plomb,* de *Capucine*. Les meilleurs sont ceux faits avec la plombagine du Cumberland, qui est très-douce, fine et pure. On les prépare très-simplement en divisant cette matière, au moyen d'une scie, en petites baguettes, que l'on enchâsse ensuite dans du bois. Pour les crayons de charpentier, on mélange à la plombagine 1/3 de son poids de sulfure d'antimoine.

Conté (1) prit, le 3 janvier 1795, un brevet d'invention pour un procédé qui permet d'obtenir d'excellents crayons avec des mé-

(1) Conté, qui a rendu d'immenses services à l'industrie, est né à Saint-Cénery, près Séez (Orne), le 4 août 1755. Il est mort à Paris, le 6 décembre 1805, dans la force de l'âge et du talent, la tête remplie d'idées neuves et utiles, le cœur plein de nobles pensées. Le jury de l'an IX lui accorda une médaille d'or pour la découverte intéressante de ses crayons, qui firent cesser l'énorme tribut que la France payait à l'Angleterre pour ce genre de produit. — On lira avec beaucoup d'intérêt une notice biographique sur cet ingénieux et savant artiste, rédigée par M. Jomard. La ville de Séez a élevé une statue à son enfant le plus illustre; elle a été inaugurée le 2 octobre 1852. J'ai rendu compte de cette solennité dans la *Revue de Rouen* (20e année, 1852, p. 629).

langes convenables de plombagine réduite en poudre très-fine et d'argile bien divisée, qu'on convertit en pâte, et qu'on moule dans une espèce d'étui ; ce fourreau est fait en bois de cèdre, avec une machine construite pour cet objet. Cette machine fend en long un petit cylindre de bois, et coupe au milieu un sillon carré, de même calibre que le crayon, qu'on y colle avec de la gomme. On recolle ensuite par-dessus le demi-cylindre qu'on en avait enlevé, ce qui produit un cylindre complet dont l'axe est en plombagine. Ces crayons sont très-répandus dans le commerce sous le nom de *Crayons Conté*. On en fait aussi avec la poussière de cette substance réduite en pâte avec de la gomme ou de la gélatine. Les crayons de plombagine ne sont guère employés pour dessiner la figure, parce qu'ils produisent des reflets brillants qui sont nuisibles aux effets. Une amélioration importante a été apportée, il y a quelques années, par un nommé Fichtemberg, de Paris, dans la préparation de ces crayons. Il les compose avec un mélange de plombagine, de sanguine et de matière grasse, et obtient ainsi des crayons qui laissent sur le papier des traits graisseux qu'il est impossible d'enlever, en sorte que les notes tracées avec eux peuvent être conservées indéfiniment dans un portefeuille sans s'effacer.

Un Anglais, M. Hébert, a eu l'heureuse idée de substituer à l'huile employée pour adoucir les frottements des pièces d'horlogerie, qui s'épaissit à la longue, et devient ainsi une cause de dérangement pour les machines même les mieux réglées, la plombagine en poudre impalpable et très-pure, dont le temps n'altère point les qualités. Elle prend bientôt un poli et un éclat qui ne le cèdent qu'à ceux du diamant, de sorte que les effets du frottement et ceux de l'usure se réduisent presque à rien.

### III. De l'Anthracite.

L'ANTHRACITE est une substance noire, d'un éclat métalloïde assez vif, opaque, friable, sèche au toucher, tachant les doigts en noir foncé, et laissant sur le papier un trait noir mat. Sa densité est bien inférieure à celles du diamant et de la plombagine, puisqu'elle n'est que de 1,6 à 2,1.

Elle se présente toujours en masses compactes, irrégulières, qu'on trouve dans les terrains d'ancienne formation. Cette variété de carbone est assez rare ; les pays où se rencontrent des gîtes d'anthracite sont surtout les Alpes du Dauphiné, la Savoie, la Saxe, la Bohême, l'Angleterre, les États-Unis, etc.

D'après les documents officiels, douze de nos départements ont produit, en 1852, 6,915,341 quintaux métriques d'anthracite, ainsi répartis :

| | Quintaux métriques. | Valeur en francs. |
| --- | --- | --- |
| Nord.................... | 4,270,200 | 4,225,618 |
| Mayenne................. | 729,741 | 1,370,174 |
| Isère................... | 550,842 | 433,527 |
| Maine-et-Loire............ | 429,895 | 750,805 |
| Sarthe.................. | 280,385 | 615,954 |
| Calvados................ | 240,361 | 334,413 |
| Loire-Inférieure .......... | 129,864 | 185,489 |
| Loire................... | 89,516 | 57,554 |
| Allier .................. | 52,692 | 38,969 |
| Puy-de-Dôme............. | 49,098 | 46,682 |
| Hautes-Alpes............. | 47,200 | 23,002 |
| Hérault................. | 45,547 | 37,997 |
| | 6,915,341 | 8,120,184 |

L'anthracite n'est pas plus du carbone pur que la plombagine; elle est ordinairement mélangée de quelques matières terreuses, depuis 0,94 jusqu'à 26 p. 100.

Voici quelques analyses d'anthracite faites par M. Regnault.

TABLEAU :

| | PENSYLVANIE. | PAYS DE GALLES. | MAYENNE. | LA MURE. (ISÈRE.) | MACOT. | ROLDUC près AIX-LA-CHAPELLE. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Carbone | 90,45 | 92,56 | 91,98 | 89,77 | 71,49 | 91,45 |
| Hydrogène | 2,43 | 3,33 | 3,92 | 1,67 | 0,92 | 4,18 |
| Oxygène et azote | 2,45 | 2,53 | 3,16 | 3,99 | 1,12 | 2,12 |
| Cendres | 4,67 | 1,58 | 0,94 | 4,57 | 26,47 | 2,25 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |
| Quantité de coke donnée par 100 p. d'anthracite desséchée à 120° | 84,83 | 89,72 | 89,96 | 89,05 | 88,09 | 89,05 |
| Puissance calorifique en prenant 7170 pour le pouvoir du carbone et 34742 pour celui de l'hydrogène, d'après Dulong | 7211 | 7672 | 7614 | 7048 | 5400 | 7930 |

On n'emploie l'anthracite que comme combustible, mais seulement dans les usines où l'on a besoin d'un feu violent, car elle ne peut brûler qu'en grande masse. L'absence de bitume et sa forte densité la rendent très-difficile à allumer ; mais quand une fois elle est prise, elle donne une chaleur très-forte, et sert avec avantage dans les fonderies. La plupart des usines de la Pensylvanie n'ont pas d'autre combustible. On l'y applique aussi au traitement du minerai de fer, en place de charbon et de coke. — Un des grands inconvénients de l'anthracite est d'éclater au feu et de s'y briser en petits fragments qui, en se tassant les uns sur les autres, interceptent trop le passage de l'air. Il n'est plus possible alors de la faire brûler, et il faut en débarrasser le fourneau. Pulvérisée et unie à de la houille et à un peu d'argile, on en fait des briquettes et des bûches économiques pour placer dans le fond des cheminées.

---

# DOUZIÈME LEÇON.

## DU CARBONE (SUITE).

SOMMAIRE. — De la *Houille;* ses caractères distinctifs, ses variétés, sa composition chimique, ses principales mines. — Du *Lignite* et du *Jayet*. — Des charbons extraits des matières organiques. — *Carbonisation* et *incinération*. — Charbon de bois. — Charbon moulé de Paris. — Noir de fumée. — Charbon animal et noir d'ivoire. — Recettes pour le cirage. — Coke.

### IV. De la Houille.

On applique le nom de HOUILLE, dérivé du mot saxon *hulla,* à une substance charbonneuse qu'on trouve en masses assez considérables dans le sein de la terre, et qui est formée essentiellement de carbone et de bitume, associés à une proportion variable de matières terreuses.

C'est le combustible le plus abondant et, sans contredit, le plus précieux, puisqu'il permet à l'homme d'économiser les bois qui naissent à la surface du sol, et de suppléer à la lenteur de leur accroissement. C'est la base de toutes les industries qui ont besoin de production de chaleur ; c'est une source intarissable de richesse et de puissance pour les peuples qui possèdent des mines de cette substance, qu'on appelle souvent *charbon de terre, charbon de pierre, charbon minéral, charbon fossile.*

Pouvant remplacer le bois dans presque tous les usages, la

houille a sur lui le grand avantage de donner, à poids égal, une chaleur bien plus forte : aussi lui est-elle préférée dans une foule de circonstances. Non-seulement elle joue un grand rôle comme matière calorifique, mais elle n'est pas moins précieuse comme agent de réduction des minerais métalliques ; c'est elle, en effet, qui permet d'obtenir à si bon marché la fonte et le fer, dont on forme la presque totalité des ustensiles des fabriques. C'est encore avec elle qu'on obtient le gaz, dont la brillante clarté a opéré une révolution si complète dans l'art de l'éclairage.

L'emploi du charbon de terre pour la combustion, et pour les travaux métallurgiques, remonte à une assez haute antiquité, puisque Théophraste d'Eressos, qui vivait 315 ans avant Jésus-Christ, nous apprend que de son temps les fondeurs et les forgerons de la Grèce faisaient une grande consommation des *charbons fossiles* qui venaient de la Ligurie et de l'Élide. Suivant Wallis, auteur d'une histoire du Northumberland, les mines de houille du nord de l'Angleterre furent exploitées par les Romains, alors qu'ils étaient en possession de cette île. C'est sous Henri III, en 1272, que les mines de Newcastle commencèrent à être exploitées d'une manière régulière. On a un acte (*boldon-book*) de 1183 dans lequel sont mentionnés, pour des redevances en charbon de terre, des forgerons tenanciers de Warmouth et de Seggenfield. Dès 1306, Édouard IV défendait l'usage de la houille dans la ville de Londres, à cause de l'inconvénient de la fumée. Les mines du pays de Liége ont été découvertes par un forgeron du village de Plénézaux. Les historiens du pays s'accordent, en général, à placer l'événement en 1198 ou 1200 ; mais M. Dervez, dans son *Histoire de Liége*, incline à le faire remonter plus haut, et M. de Villenfague s'autorise de chartes de l'abbaye du Val-Saint-Lambert pour le placer en 1049 environ. A Saint-Étienne, l'on possède des documents inédits qui établissent que la houille y était employée dès le treizième siècle ; mais, pendant longtemps, l'extraction fut faite d'une manière irrégulière et pour les seuls besoins de la population ; le défaut de voies de communication ne permettait pas d'exporter ce précieux combustible. D'après un acte, publié en 1851 dans la description des mines de Brassac (Puy-de-Dôme), et relatant une enquête faite sur les lieux les 29 et 30 janvier 1489, il est certain que les bouches charbonnières de La Roche-Brézens étaient connues dans le pays de temps immémorial.— Les *Annales des mines* de 1842 citent un acte relatif à l'exploitation des mines de Newcastle qui prouve qu'en 1315, « un vaisseau appartenant à un propriétaire de Pontoise apportait à Newcastle du blé et revenait en France avec une cargaison de charbon. » Il résulte donc de ce document que le système d'échange du blé de France contre le charbon d'Angleterre, qui a pris de nos jours un si grand développement, existait déjà, au moins en germe, dès le règne de Louis le Hutin. — C'était sans doute aussi du charbon venu d'Angleterre que les bourgeois de Rouen brûlaient en 1482, sous le règne de Louis XI, lorsque les chanoines de la cathédrale présentèrent une requête au procureur de la ville « au sujet de certains marchands qui brûlaient du charbon de terre au préjudice des maisons de l'église. » Il existe une délibération de la Faculté de Paris, du 15 juil-

let 1520, à la requête du parlement et du prévôt de la ville, sur les dangers ou inconvénients de l'usage, dans l'intérieur de la capitale, du charbon de terre importé d'Angleterre. Vous voyez que les médecins de Paris, pas plus que les bons chanoines de Rouen n'avaient pas encore prévu l'avenir de ce combustible, devenu si utile à la prospérité commerciale des deux villes.

La houille est en fragments plus ou moins volumineux, sans forme déterminée, qui paraissent le plus souvent composés de feuillets superposés, ce qu'on désigne en disant qu'ils ont une *texture schisteuse*. Ces fragments sont, en général, d'un beau noir, presque toujours éclatant ; quelquefois leur surface est ornée des couleurs les plus vives et les plus variées. Ils sont fragiles et peu durs, mais jamais assez tendres pour se laisser rayer par l'ongle : leur poussière est noire ou d'un brun très-foncé.

La densité de la houille varie entre 1,16 et 1,60. Il en résulte que le poids d'une mesure donnée de houille n'est pas toujours le même. Les vides laissés pendant le mesurage, qui s'élèvent souvent du tiers à la moitié de la capacité de la mesure, apportent encore des variations considérables dans ce poids.

On vend la houille à des mesures différentes, selon les usages, mais qui toutes se rapportent, en France, à l'hectolitre qui, mesuré comble, pèse environ 100 kilogr., ou à la *voie*, qui se compose de 15 hectolitres mesurés ras, ou de 12 hectolitres mesurés comble. La houille en gros blocs se vend plus cher ; on l'achète au poids et on la livre aux 1000 kilogr., ou au quintal métrique qui est de 100 kilogr.

L'hectolitre de houille mesuré ras, à la manière des marchands, a un poids très-différent, suivant les espèces de houille, puisqu'il peut varier de 70 à 90 kilogr. La grosseur des morceaux, la manière de mesurer, l'humidité plus ou moins grande de la houille influent aussi notablement sur ce poids.

A Rouen on porte le poids de l'hectolitre ras de 74 à 84 kilogrammes 1/2, et la *voie* ou la *voiture* se compose de 7 hectolitres 1/2 mesurés avec un faible comble.

Il faut donc, lorsqu'on achète de la houille, s'entendre exactement avec le marchand sur le mode de mesurage, puisqu'il y a tant de différence dans le poids de l'hectolitre, selon qu'on le mesure ras ou comble.

Une autre observation non moins utile et pour les vendeurs et pour les consommateurs, c'est que le bitume ou l'huile essentielle, qui fait une partie importante de la matière combustible de la houille, éprouve des déperditions notables dans les endroits aérés et exposés au soleil. L'humidité et la chaleur sont nuisibles à la houille, par le mouvement de fermentation qu'elles y dé-

terminent, et d'où résultent encore l'échauffement de la masse, la désagrégation des parties, la perte de l'huile bitumineuse. Il est donc fort important de mettre la houille dans des magasins clos, secs et frais, attention que ne prennent pas la plupart des personnes qui ont des amas de ce combustible.

La houille s'allume assez facilement, et brûle avec une flamme d'un blanc jaunâtre accompagnée d'une fumée noire, et en répandant une odeur bitumineuse particulière, qui a quelque chose de fade. La flamme dure plus ou moins longtemps, selon la nature de la houille; et quand elle a disparu, il reste un charbon incandescent ou *coke* qui continue à brûler, si la température du foyer est suffisamment élevée, et qui enfin se convertit en une cendre grisâtre mêlée de scories. On appelle *mâchefer* les scories vitreuses qui restent avec les cendres pour résidu de la combustion du coke ou du charbon de terre (1).

Les variétés de houille, qui sont très-nombreuses, ne se comportent pas tout à fait de la même manière pendant leur combustion; les unes se ramollissent et s'arrondissent sur leurs angles, ou bien se fondent complétement, et se boursouflent alors beaucoup; les autres ne se déforment pas, ou se fendillent, ou s'exfolient, mais sans éprouver de ramollissement. Soumises à la distillation en vases clos, les unes donnent pour résidu un coke boursouflé, d'autres, un coke fritté ou coagulé, d'autres enfin, un coke pulvérulent.

En ayant égard à ces différences, on peut ranger toutes les houilles en cinq classes :

1° *Houilles grasses maréchales.* — Elle sont d'un beau noir et présentent un aspect gris caractéristique; leur poussière est brune. Elles éprouvent au feu une espèce de fusion pâteuse et donnent un coke très-boursouflé, brillant, mais léger et peu avantageux pour les opérations métallurgiques.

Ces houilles, brûlées sur grille, produisent une chaleur extrême, mais, par leur fusion pâteuse, elles interceptent le courant d'air, brûlent les barreaux et exigent beaucoup de soin de la part du chauffeur. D'un autre côté, elles sont très-convenables pour le travail de la forge, parce qu'elles donnent une chaleur immédiate et forte, qui se conserve sous les espèces d'arches qu'elles produisent en se boursouflant, voûtes qui ne

(1) Beaucoup de personnes prétendent, mais à tort, que l'asphyxie ne peut être produite par les gaz qui se dégagent pendant la combustion de la houille. Cette opinion, qui a été combattue par les savants, l'a été malheureusement aussi par les faits. Ainsi, en 1836, deux personnes de Lyon ont été trouvées mortes, chacune dans sa chambre, après avoir succombé à une asphyxie déterminée par l'action des gaz dégagés du charbon de terre dont elles avaient fait usage pour se chauffer. Déjà un accident, causé par les gaz provenant de la combustion du *coke*, vendu sous le nom de *charbon épuré*, était arrivé à notre connaissance.

s'écroulent pas quand on retire le fer pour le forger et lorsqu'on le remet au feu. Tous les ouvriers qui travaillent le fer, les serruriers, les cloutiers, les forgerons, préfèrent donc avec raison cette sorte de houille.

De toutes les houilles maréchales, la plus estimée est celle de Saint-Étienne ; après, vient celle de Mons, désignée sous le nom de *fine forge*.

2° *Houilles grasses et dures*. — Elles diffèrent des précédentes par une moindre fusibilité ; leur coke est plus dense et le meilleur pour les hauts fourneaux. Elles sont les plus estimées pour les opérations métallurgiques qui demandent un feu vif et soutenu. Telles sont celles d'Alais et de Rive-de-Gier.

3° *Houilles grasses à longue flamme*. — Ces houilles sont encore moins collantes que les précédentes ; les fragments s'agglutinent seulement. Elles sont les meilleures pour les grilles. Sous ce rapport, la houille de Mons connue sous le nom de *flénu* est en première ligne. Elles conviennent aussi très-bien pour le chauffage domestique, et ce sont celles que l'on préfère pour la fabrication du gaz d'éclairage ; on choisit, dans ce cas, celles qui contiennent le moins de *pyrites* (1).

Le *candel-coal* ou *charbon chandelle* du Lancashire et d'Irlande appartient à cette variété. Il est très-combustible, quoique compacte, et il brûle avec une longue flamme, blanche et brillante. Il sert de préférence à la fabrication du gaz et au chauffage des appartements. On le travaille au tour et on en fait des vases, des encriers, des tabatières et autres petits objets d'ornement.

4° *Houilles sèches à longue flamme*. — Elles donnent un coke métalloïde à peine fritté ; souvent même les divers fragments ne contractent qu'une adhérence très-faible. Elles sont encore bonnes pour la chaudière ; elles brûlent avec une longue flamme, mais qui passe assez rapidement, et elles ne sont pas susceptibles de donner une chaleur aussi intense que les précédentes. Les houilles de Blanzy sont dans ce cas.

5° *Houilles sèches qui brûlent sans flamme*. — Elles donnent un résidu pulvérulent ; elles brûlent difficilement et sont principalement employées pour la cuisson des briques et de la chaux, dans les brasseries pour la dessiccation du malt, et dans l'économie domestique. Telles sont les houilles de Noroy (Vosges), de Céral (Aveyron), d'Obernkirchen en Westphalie.

La composition des houilles varie beaucoup.
Voici les résultats d'analyses faites par M. Regnault.

(1) Sous le nom de *Pyrites*, on désigne vulgairement un composé de soufre et de fer qui accompagne presque toutes les substances minérales et qui s'offre habituellement en petits cristaux d'un jaune d'or et d'aspect métallique.

TABLEAU :

| | CARBONE. | HYDROGÈNE. | OXYGÈNE et AZOTE. | CENDRES. | COKE par 100 kil. DE HOUILLE SÉCHÉE. | PUISSANCE CALORIFIQUE. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| **1. Houilles grasses maréchales.** | | | | | | |
| Houille de Rive-de-Gier ............. | 87,45 | 5,14 | 5,63 | 1,78 | 66,72 | 7437 |
| — — (Grand'croix). | 87,79 | 4,86 | 5,91 | 1,44 | 68,36 | 7554 |
| — de Newcastle (Richardson).... | 87,95 | 5,24 | 5,41 | 1,40 | » | 7866 |
| **2. Houilles grasses et dures.** | | | | | | |
| Houille d'Alais ...................... | 89,27 | 4,85 | 4,47 | 1,41 | 76,29 | 7869 |
| — de Rive-de-Gier (Puits Hury).... | 87,85 | 4,90 | 4,29 | 2,96 | 73,34 | 7793 |
| **3. Houilles grasses à longue flamme.** | | | | | | |
| Houille de Rive-de-Gier (du Cimetière). | 82,04 | 5,27 | 9,12 | 3,57 | 67,33 | 7270 |
| — — (de Couzon) ... | 82,58 | 5,59 | 9,11 | 2,72 | 61,88 | 7420 |
| — de Lavaysse.................. | 82,12 | 5,27 | 7,48 | 5,13 | 52,77 | 7357 |
| Candel-coal du Lanscashire.......... | 83,75 | 5,66 | 8,04 | 2,55 | 55,35 | 7582 |
| **4. Houilles sèches à longue flamme.** | | | | | | |
| Houille de Blanzy.................. | 76,48 | 5,23 | 16,01 | 2,28 | 54,72 | 6556 |
| **5. Houilles sèches sans flamme.** | | | | | | |
| Houille d'Obernkirchen.............. | 89,50 | 4,83 | 4,67 | 1,00 | 77,08 | 7900 |
| — de Céral .................... | 75,38 | 4,74 | 9,02 | 1,86 | 53,03 | 6688 |
| — de Noroy.................... | 63,28 | 4,35 | 13,17 | 19,20 | 51,02 | 5297 |

On voit que, par suite des différences qu'elles présentent dans les proportions relatives du carbone, des matières volatiles et des cendres qu'elles renferment, les diverses variétés de houille n'ont pas le même pouvoir échauffant ou calorifique. Cependant, pour les houilles communes et réputées de bonne qualité dans les arts, il est, terme moyen, d'après M. Berthier, à peu près le même que celui du charbon de bois, et, par conséquent, double de celui du bois sec. Voici quelques données d'expériences que j'emprunte à l'excellent ouvrage de M. Berthier.

Suivant M. Dollfus, dans les ateliers de Mulhouse, la houille de Rongchamp, près de Belfort (Haute-Saône), vaporise 5 fois son poids d'eau.

Dans les salines, pour évaporer 1 partie d'eau, on consomme 0,15 à 0,20 de houille.

Watt comptait, dans les calculs de machines à feu, sur une consommation de 1 partie de bonne houille pour la production de 7 parties 1/2 de vapeur d'eau.

Selon Black, dans un appareil bien disposé, la houille de Newcastle, qui est une des meilleures que l'on connaisse, vaporise 8 parties d'eau.

Des expériences faites à Paris, avec diverses espèces de houille, sur de l'eau déjà échauffée à 100 degrés, ont donné 8 1/2 à 10 parties 1/2 de vapeur pour 1 partie de combustible.

Dans les verreries à bouteilles, il faut 2 parties de bois pour remplacer 1 partie de houille.

Dans les ateliers métallurgiques, on admet que le pouvoir calorifique de la houille est à celui du bois comme 15 est à 1, à volumes égaux, et comme 15 est à 8, à poids égaux.

Le calcul indique qu'une houille de qualité moyenne doit donner assez de chaleur pour porter de 0 à 100 degrés environ 60 fois son poids d'eau; par expérience, le résultat est à peu près le même. Hassenfratz a fait, sur ce sujet, des expériences directes, qui lui ont donné de 57 à 71 pour la quantité d'eau portée de 0 à 100 degrés pour 1 partie de houille. Ces différences tiennent à la proportion des principes combustibles et à celle des cendres (1).

La meilleure manière de juger, en fabrique, la qualité d'une houille, consiste à déterminer expérimentalement la *quantité d'ouvrage* qu'elle réalise dans le fourneau où l'on veut en faire usage. Ainsi, dans les cas de chauffage des machines à vapeur, il est évident que le meilleur charbon sera celui dont on aura employé la moindre quantité en 24 heures. Dans ces essais, il faut tenir compte de la proportion de mâchefer et de cendres obtenue; car, à qualité égale du reste, la houille qui en donnerait

(1) *Traité des essais par la voie sèche, ou des Propriétés, de la composition et de l'essai des substances métalliques et des combustibles*, par M. Berthier, t. I, p. 226, 1834.

le moins serait préférable. Il faut avoir égard aussi à la facilité avec laquelle l'ouvrier peut entretenir son feu, à la moindre quantité de fumée produite, etc.

Les mines de houille n'existent pas dans tous les terrains; on n'en rencontre jamais dans les plus anciens ni dans les plus nouveaux; elles se trouvent dans ceux que les naturalistes appellent *terrains de sédiment*, et principalement dans cette partie que la présence du charbon a fait nommer *groupe carbonifère* qui se compose de lits alternatifs de grès, d'argile schisteuse et de calcaire. Le combustible forme dans le grès des *couches* plus ou moins puissantes, dont il existe ordinairement plusieurs les unes au-dessus des autres; il y a des localités où l'on en compte plus de 100 ainsi superposées; tel est entre autres le bassin de Mons. L'épaisseur des couches de la houille varie considérablement, depuis quelques centimètres jusqu'à 1 ou 2 mètres, quelquefois jusqu'à 6 ou 7 mètres, mais ces couches puissantes ne sont le plus souvent que des assemblages de couches minces, séparées par des lits à peine sensibles de matières étrangères toujours très-chargées de charbon. En tout cas, les couches de houille sont rarement pleines dans toute leur étendue; elles sont concaves dans le plus grand nombre de lieux, et forment ce que les mineurs nomment le *bateau* ou le *cul-de-chaudron* (*fig.* 106), c'est-à-dire qu'à partir du point le plus bas elles se relèvent plus ou moins rapidement de tous côtés, sur les pentes des montagnes environnantes, dont elles suivent d'ailleurs toutes les sinuosités. Souvent aussi elles sont repliées sur elles-mêmes, en formant un nombre plus ou moins considérable de zigzags plus ou ou moins ouverts, à branches plus ou moins longues, et qui se répètent de la même manière dans toute l'étendue du dépôt, ainsi qu'on le voit par la figure 107.

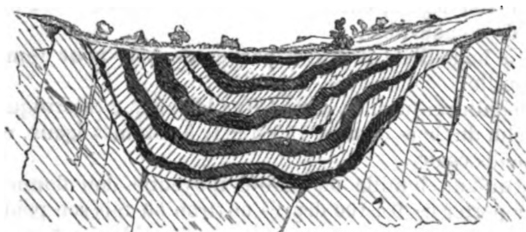


*Fig.* 106.

Les gîtes de houille se présentent en général par zones, qui s'étendent souvent à de grandes distances, et dans chacune desquelles il y a un nombre plus ou moins considérable de petits *bassins* séparés les uns des autres. Il y en a à toutes les hauteurs; on en cite à 4.600 mètres (Amérique méridionale), tandis que d'autres se trouvent au niveau des mers, comme en Flandre, ou même au-dessous,

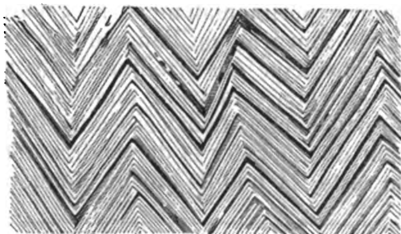


*Fig.* 107.

comme à White-Haven, en Angleterre, où l'exploitation s'avance à plus de 1000 mètres sous la mer, et à plus de 100 mètres au-dessous de son fond dans cette localité.

On exploite les mines de houille en y creusant des puits ou des galeries. Il existe des houillères au Hartz, en Saxe, en Bohême, en Autriche, en Prusse, en Hongrie. Il y en a peu en Espagne, en Portugal, en Italie, en Suède. On n'en connaît pas en Norwége et en Russie ; mais on en retrouve en Sibérie, à la Chine, au Japon, à la Nouvelle-Hollande, aux États-Unis d'Amérique. L'Angleterre, la Belgique et la France sont les pays les plus favorisés sous ce rapport. Le tableau suivant, que j'emprunte à l'ouvrage classique de M. Amédée Burat (1), indique l'importance des principaux bassins houillers dans les diverses contrées du globe, ainsi que l'évaluation en nombres ronds des quantités de houille qu'on en extrait annuellement :

| | BASSINS HOUILLERS PRINCIPAUX. | SURFACE APPROXIMATIVE. | PRODUCTION. |
|---|---|---|---|
| | | Hectares. | Tonnes. |
| Iles Britanniques | du pays de Galles ........ du Derbyshire et du Straffordshire .......... de Newcastle........... de l'Écosse............. | 1,600,000 | 35 à 40,000,000 |
| France. | du Nord et du Pas-de-Calais ............... de la Loire............. de Saône-et-Loire........ de l'Allier .............. du Gard ................ | 300,000 | 5 à 6,000,000 |
| Belgique. | du couchant de Mons.... du Centre............... de Charleroi .......... de Liége............. | 150,000 | 6,000,000 |
| Prusse et Allemagne. | de Sarrebruck.......... de la Ruhr............. de la Silésie............ de Tharand en Saxe..... | 180,000 | 4,000,000 |
| Autriche. | — de la Bohême............. | 80,000? | 900,000? |
| Espagne. | des Asturies............ de l'Andalousie......... | 140,000? | 500,000? |
| États-Unis de l'Amérique. | des Alleghanys ......... du Tennessée........... de la Pensylvanie....... de l'Illinois ............ | 3,000,000? | 9,000,000? |

Si nous ne tenons compte que des trois États les plus productifs en Europe, nous voyons que la Grande-Bretagne fournit près de sept fois

(1) *Traité du gisement et de l'exploitation des minéraux utiles*, — Géologie pratique, 3e édition. Paris, Langlois et Leclercq.

autant de houille que la France ou la Belgique, et que ce dernier royaume, sur une surface exploitée moitié moindre, produit autant que la France entière. L'infériorité du chiffre afférent à la France dans ce tableau comparatif montre assez combien est grand, dans notre pays, le besoin de combustible minéral. Aussi les relevés publiés par l'administration des douanes constatent-ils que l'importation mensuelle de houille étrangère dépasse 3 millions de quintaux métriques ; soit, pour l'année, 36 millions de quintaux ou 3,600,000 tonnes.

Sur cette quantité, les deux tiers environ sont fournis par la Belgique et consommés par les départements du Nord et par Paris ; un assez grand nombre de bateaux descendent jusqu'à Rouen. Il y a quelques années, les houilles de la Belgique avaient presque remplacé dans ce dernier port celles de l'Angleterre. Depuis, ce dernier pays a regagné une part considérable de l'approvisionnement de Rouen, mais les bassins de Mons et de Charleroi n'en continuent pas moins leurs envois.

Les 3,600,000 tonnes de houille importées de l'étranger, jointes aux 6,800,000 tonnes d'extraction nationale, forment un total de 10,400,000 tonnes, dont l'Angleterre, la Belgique et la Prusse-Rhénane expédient le tiers par nos diverses frontières de terre et de mer.

Constatons avec regret que sur plus de 400 mines concédées dans les 45 départements qui renferment de la houille, il n'y en avait, en 1852, que 286 en cours d'exploitation. Elles occupaient 35,381 ouvriers.

Les charbons anglais produisant une flamme vive et volumineuse sont excellents pour les usines à chaudières. Les houilles belges sont, comme les anglaises, celles qui conviennent le mieux à toutes les industries qui ont besoin de grandes flammes, comme les teintureries, les indienneries, les blanchisseries, les fabriques de produits chimiques et de soude artificielle, les filatures menées par des machines à vapeur à haute pression, les fonderies de cuivre, les raffineries, etc.

Dans le commerce des charbons, on distingue les variétés suivantes parmi les houilles de Mons : *fine forge,* dont l'usage principal est la maréchalerie ; *charbons durs,* très-propres aux verreries, aux fonderies, aux hauts fourneaux à fer; le *flénu,* spécialement recherché pour toutes les opérations des arts où l'évaporation joue un rôle important; c'est pardessus tout un excellent charbon à chaudières ; il est aussi très-employé pour l'extraction du gaz. Le *flénu* se subdivise ensuite en *gaillette* ou *gros à la main,* formée des plus gros morceaux ; en *forge gailleteuse,* composée de morceaux moyens ; en *forge braisette,* dont le volume est analogue à la braise des boulangers ; en *fine forge,* composée de la plus fine houille.

Les houilles du bassin de la Loire conviennent surtout pour les forges et hauts fourneaux à fer, la fabrication du coke. On distingue, dans le commerce, celles de Saint-Étienne en trois variétés : la *houille pour l'épuration,* la *houille pour la forge,* et la *houille pour le fourneau ;* celle-ci vient surtout des mines de Firmini.

Les houilles d'Anzin servent pour les forges et les fourneaux, les chaufourneries, les briqueteries. On les subdivise, dans le commerce, en *gros* ou *gaillette,* et en *gailleteux* ou *forge gailleteuse.*

Les menus sont soumis, depuis un certain nombre d'années,

dans la plupart des exploitations, à des lavages pour les débarrasser des poussières et des fragments schisteux qui en altèrent la pureté. Cette préparation est surtout nécessaire pour les houilles menues destinées à la fabrication du coke métallurgique et du coke d'usine, à la forge et à la fabrication des agglomérés ou *péras artificiels*. Le lavage enlève aux menus de 10 à 15 p. 0/0 de matières étrangères. On a imaginé, pour l'effectuer, des machines plus ou moins ingénieuses, dont je regrette de ne pouvoir vous parler. Dans les mines de houille le poussier de charbon n'a aucune valeur. On a cherché à en tirer parti, en lui donnant du corps, afin de pouvoir le brûler sur les grilles à la manière du gros charbon. De là l'idée des *agglomérés* ou des *péras artificiels* dont la fabrication a d'abord commencé en France, à Givors, et s'est répandue ensuite en Belgique, en Angleterre et en Prusse. Le procédé consiste à mélanger à chaud les menus et poussiers avec 7 à 8 p. 0/0 environ de goudron, ou même avec le résidu de la distillation du goudron à une température peu élevée, et à les façonner en briquettes ou en pains que l'on soumet ensuite à une très-forte pression. Tantôt ces briquettes subissent une cuisson à la température du rouge sombre, ce qui les durcit davantage ; tantôt on les vend sans avoir été cuites. Ces briquettes, qui ont maintenant une valeur marchande égale ou même supérieure à celle du gros charbon naturel, offrent plusieurs propriétés qui les rendent précieuses pour certains usages, et notamment pour la navigation à vapeur. Lorsqu'elles sont fabriquées avec des menus lavés, elles peuvent servir au chauffage des locomotives. La régularité de leurs formes permet un arrimage parfait, et l'absence de tout sens de clivage diminue beaucoup les déchets que subissent les charbons dans leur transport.

L'origine de la houille est encore enveloppée de quelque obscurité. Il est généralement admis aujourd'hui que ces immenses amas de combustible, qui se trouvent enveloppés dans les couches pierreuses de l'écorce du globe, sont le produit de l'altération plus ou moins profonde d'arbres et de plantes d'espèces diverses, existant dans les premiers âges du monde, avant l'apparition de l'homme, et qui ont été détruits et enfouis sous le sol par les déluges et autres grands cataclysmes qui ont bouleversé à diverses reprises la surface de notre planète.

L'analyse chimique démontre qu'en retranchant des éléments du bois certaines proportions d'eau, d'acide carbonique et d'hydrogène carboné, cette matière peut offrir la composition chimique de la houille. Or, ces trois produits gazeux prennent toujours naissance pendant la pourriture humide ou la putréfaction du bois hors du contact de l'air. On peut donc concevoir facilement, d'après

cela, comment les vétégaux antédiluviens, enfouis en grandes masses au sein des matières terreuses, ont pu peu à peu se trouver convertis en charbons bitumineux ou en houille.

Ce qui caractérise le terrain houiller, c'est l'abondance des débris végétaux dont on trouve les empreintes dans les grès et les schistes qui accompagnent la houille. Ce sont tantôt des feuilles de fougères arborescentes (*fig.* 108), tantôt des tiges de palmiers,



*Fig.* 108.



*Fig.* 109.

de prêles (*fig.* 109), tantôt des lycopodes (*fig.* 110), tout à fait analogues à la végétation actuelle de l'équateur. Ces faits ont porté la plupart des naturalistes à regarder les couches de houille comme des sortes de tourbières plus ou moins étendues, formées par des débris de végétaux, et sur lesquels d'autres végétaux plus grands, palmiers, prêles, fougères, poussaient encore, alors que les eaux chargées de matières sédimentaires sont venues les enfouir sous leurs dépôts.



*Fig.* 110.

Quelle que soit, au reste, la manière dont la houille ait été formée, toujours est-il que les causes premières de sa formation n'existent plus aujourd'hui, et qu'à cette époque reculée l'atmosphère devait avoir une composition très-différente de celle qu'elle présente actuellement. Elle devait être très-humide, avoir une température élevée, et renfermer une énorme proportion d'acide carbonique; car comment expliquer, autrement que par ces trois circonstances, la végétation vigoureuse qui couvrait la terre dans ces premiers âges du monde, et qui a donné naissance à ces couches puissantes de combustible végétal?

L'énorme consommation de houille qui a lieu en Europe et aux États-Unis permet de se demander si les mines en exploitation ne seront pas bientôt épuisées. Il n'y a pas encore très-longtemps que les Anglais conçurent des craintes sur la durée des mines de leur pays. Il en résulta un bill du Parlement qui défendit, sous des peines sévères, la sortie du charbon. Bientôt revenus de leur frayeur, ils levèrent cette interdiction, rassurés qu'ils étaient par une appréciation plus exacte de la puissance de leurs gîtes carbonifères. On a calculé que les descendants des habitants actuels de la Grande-Bretagne pourraient vivre tranquilles sur ce point pendant plus de 40 siècles. Un géologue américain a estimé à 300 milliards de tonnes ou 600 trillions de kilogrammes la quantité de houille que renferme la seule province de Pensylvanie. Nous resterons donc encore au-dessous de la vérité en supposant que le reste du globe possède en charbons fossiles de toute espèce mille fois autant, et que le poids total de ce combustible peut être de 600 quatrillions de kilogrammes. Ajoutons, d'ailleurs, qu'il est très-probable qu'il y a dans le sein de la terre d'autres mines de houille que celles actuellement connues.

Vous le voyez, Messieurs, nous pouvons être rassurés sur le sort de nos descendants. Au reste, avant que la houille ne manque, tout porte à croire qu'on aura trouvé d'autres moyens de produire de la chaleur. Les sciences physiques et chimiques continueront à progresser, et en voyant tout ce qu'elles ont accompli de nos jours, il est impossible de fixer une limite à leurs découvertes et de savoir ce que l'avenir leur réserve.

### V. Du Lignite.

On trouve, dans des terrains plus nouveaux que ceux où existe la houille, un combustible qui diffère souvent très-peu de cette dernière. Comme elle, il résulte de l'altération spontanée de matières végétales qui, par des causes encore mal connues, ont été converties, pour la majeure partie, en charbon. Ce combustible, moins pur que la houille, conserve presque toujours la forme extérieure et l'aspect du bois dont il provient : aussi lui a-t-on donné un nom qui rappelle son origine, celui de LIGNITE, qui n'est qu'une traduction du nom latin du bois. On l'appelle encore *bois fossile, bois bitumineux*.

Dans beaucoup de localités, en Suisse, en Thuringe, en Bohême, en France, etc., on exploite les amas plus ou moins considérables de lignite pour l'employer à la production de la chaleur. Cette matière charbonneuse brûle, en effet, très-bien, en donnant une flamme longue, mais peu chaude, accompagnée d'une fumée noire et d'une odeur particulière, désagréable. Elle laisse un charbon

semblable à la braise et une cendre analogue à celle du bois; jamais elle ne se boursoufle en brûlant, et ses fragments ne contractent point d'adhérence entre eux comme ceux de la houille.

D'après les rapports officiels de la Direction des mines, il y a, en France, 14 départements dans lesquels on exploite des dépôts de lignite, comme combustible minéral. Voici l'indication des quantités livrées à la consommation en 1852 :

| | Quintaux métriques. | Valeurs en francs. |
|---|---|---|
| Bouches-du-Rhône | 1,055,000 | 1,205,800 |
| Isère | 283,026 | 277,375 |
| Gard | 124,775 | 103,805 |
| Haute-Saône | 115,039 | 127,029 |
| Bas-Rhin | 102,105 | 77,518 |
| Vaucluse | 71,500 | 33,600 |
| Hérault | 64,050 | 77,900 |
| Aveyron | 41,917 | 37,364 |
| Basses-Alpes | 31,838 | 24,048 |
| Aude | 10,175 | 15,527 |
| Ardèche | 7,500 | 4,050 |
| Ain | 4,572 | 2,468 |
| Var | 4,690 | 4,690 |
| Pyrénées-Orientales | 2,000 | 2,500 |
| | 1,918,187 | 1,991,680 |

Les lignites du Soissonnais sont très-chargés de *pyrites*, aussi sont-ils employés avec succès pour la préparation de l'alun et de la couperose.

Une variété de lignite, noire, luisante, et assez dure pour être travaillée au tour et polie, est très-connue dans le commerce des bijoux sous les noms de *jayet* ou *jais*, d'*ambre* ou de *succin noir*. On en fait, depuis longtemps, divers objets d'ornements de deuil, comme des pendants d'oreilles, des colliers, des boutons, des croix, des chapelets, des broches, des plaques pour décorer les meubles. On façonne les morceaux en poires et en grains de diverses grosseurs, que l'on taille à facettes, sur une meule en grès grossier, semblable à celle du lapidaire. Le jayet des Asturies, du département de l'Aude, de celui des Hautes-Alpes, de Prusse et d'Irlande est exploité pour cet objet. Il a donné lieu, il y a une quarantaine d'années, à des fabrications assez considérables; vers 1818, ce genre d'industrie occupait dans les Asturies 1,200 ouvriers; il se vendait en Espagne pour 180,000 francs de bijouterie de jayet. En 1821, la fabrique de Sainte-Colombe (Aude) donnait 35,000 francs de produit net. Mais la fragilité et l'extrême combustibilité du jais lui ont fait préférer le *jais artificiel*, qui n'est qu'un verre noir tiré en tubes plus ou moins déliés, puis

la *fonte de Berlin,* fonte de fer très-finement moulée en bijoux de toute espèce, les émaux noirs, les toiles métalliques avec application de jais naturel ou factice, enfin le vernis noir appliqué sur les boutons, les boucles, les épingles et les bijoux. La bijouterie en acier poli, d'origine anglaise, a beaucoup contribué, à partir de 1820, à faire délaisser le jayet.

Une autre variété de lignite, d'un rouge noirâtre, à aspect terreux et d'un grain fin, est exploitée dans les bourgs de Bruhl et de Liblar, à peu de distance de Cologne, où elle forme des couches fort étendues de 8 à 10 mètres d'épaisseur, qui sont situées sous des plateaux assez élevés. On extrait ce lignite à ciel ouvert avec une simple bêche; on l'emploie, dans le pays, comme combustible. Mais on l'applique aussi, comme couleur, à la peinture en détrempe, et même à la peinture à l'huile. Pour l'approprier à ces usages, on le délaye dans de l'eau, on le sépare par décantation des substances étrangères qui se précipitent les premières, et on le moule dans des vases qui lui donnent la forme de cônes tronqués, ou bien on le réduit en poudre ou en trochisques. C'est alors ce qu'on désigne dans le commerce sous les noms de *terre de Cologne* et de *terre de Cassel*. Cette matière fournit, en peinture, une couleur brune très-belle, très-solide et inoffensive. — Les Hollandais s'en servent pour falsifier le tabac, auquel elle donne de la finesse et un certain moelleux que l'on y recherche, lorsque, toutefois, elle n'y est pas ajoutée en trop grande quantité.

C'est avec les houilles sèches, à longue flamme, que les lignites ont le plus d'analogie ; mais le carbone diminuant encore, la chaleur produite est moindre.

Voici, d'après M. Regnault, la composition de plusieurs variétés de lignites :

| | CARBONE. | HYDROGÈNE. | OXYGÈNE ET AZOTE. | CENDRES. | COKE. | PUISSANCE CALORIFIQUE. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Jayet de Saint-Girons.. | 72,94 | 5,43 | 17,53 | 4,08 | 42,05 | 6394 |
| Lignite de Dax........ | 70,49 | 5,59 | 18,93 | 4,99 | 49,01 | 6207 |
| — des Bouches-du-Rhône...... | 63,88 | 4,58 | 18,11 | 13,43 | 41,01 | 5437 |
| — de Cologne.... | 63,29 | 4,98 | 26,24 | 5,49 | 36,01 | 5173 |
| Bois fossile d'Ussenach. | 56,04 | 5,70 | 36,07 | 2,19 | » | 4497 |

Dans les lignites des terrains les plus nouveaux, le tissu ligneux est si bien conservé qu'on peut reconnaître sur beaucoup de

fragments la nature du bois constituant. Le sapin, l'aune, le hêtre, le chêne forment les débris les plus ordinaires des lignites des Alpes, et dénotent ainsi un changement complet dans la végétation depuis la période houillère. Ce sont de véritables forêts fossiles qui diffèrent des gîtes houillers par une accumulation plus circonscrite et moins bien stratifiée. Les débris organiques qui les accompagnent sont tout différents de ceux de la houille ; les fougères, les palmiers, les prêles ont ici complétement disparu ; les impressions de feuilles, qui y sont communes, ont toutes un certain air de famille avec celles de nos arbres actuels; les débris de coquilles sont analogues à celles qui vivent dans nos eaux douces.

### VI. Des Charbons extraits des matières organiques.

Jusqu'à présent nous ne nous sommes occupés que des diverses espèces de carbone qu'on trouve pures ou presque pures dans le sein ou à la surface de la terre; mais il en est d'autres que l'art nous apprend à obtenir par la calcination des matières organiques, tant végétales qu'animales. Nous allons nous livrer à leur examen.

Les plantes, ainsi que toutes les substances qui en proviennent, sont généralement formées de trois principes élémentaires dont les proportions seules varient dans chaque espèce : ces principes vous sont déjà bien connus, puisque ce sont : l'oxygène, l'hydrogène et le carbone.

Les animaux, comme presque toutes les substances qu'ils renferment dans leurs divers organes, contiennent généralement quatre principes élémentaires, savoir : l'oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote.

L'affinité qui réunit ces différents éléments dans les substances organiques n'est pas tellement énergique qu'on ne puisse parvenir à les dissocier. Il y a bien des moyens d'arriver à ce résultat, mais l'un des plus puissants réside dans l'emploi de la chaleur. Toutes les fois donc qu'on soumet à l'action d'une haute température, et dans des vases clos, une matière végétale ou animale, l'équilibre entre ses principes constituants se trouve détruit. L'oxygène, l'hydrogène et l'azote se dégagent sous forme de combinaisons nouvelles; une partie du carbone est aussi entraînée ; mais comme sa proportion est en général très-considérable dans l'une ou l'autre de ces matières, la plus grande partie reste dans les vases, en conservant la forme de la substance dont il provient.

On donne depuis longtemps, en chimie, le nom de CARBONISATION à cette destruction en vases clos des matières organiques. Le

résidu de l'opération est ce qu'on appelle le CHARBON, qu'on distingue ensuite en CHARBON VÉGÉTAL et en CHARBON ANIMAL, d'après la nature de la matière qui l'a fourni.

Ces charbons ne sont pas chimiquement purs ; ils renferment toutes les matières salines, fixes au feu, qui entraient primitivement dans la constitution du tissu végétal ou animal qui a subi la carbonisation. Le charbon végétal retient en outre une petite quantité d'hydrogène; le charbon animal, une certaine proportion d'azote. On ne peut expulser ces gaz de l'un et de l'autre que par une calcination soutenue à une haute température pendant plusieurs heures.

Lorsqu'au lieu d'opérer la destruction d'une matière organique en vases clos, on la brûle au contact de l'air, il arrive un moment où le charbon, provenant de la carbonisation, disparaît à son tour à l'état d'acide carbonique, par suite de son union avec l'oxygène atmosphérique. Il ne reste plus alors que les matières minérales ou les *cendres* que renfermait la matière organique employée. Voilà pourquoi on donne à ce mode de décomposition le nom d'INCINÉRATION.

I. Le CHARBON VÉGÉTAL employé dans l'économie domestique et les arts comme combustible, est préparé très en grand avec le bois; aussi l'appelle-t-on habituellement *charbon de bois*.

Les végétaux que l'on carbonise de préférence sont le chêne, le charme, le hêtre, le châtaignier ; on choisit surtout les tiges ligneuses de trois, quatre ou cinq ans, et on ne les met en œuvre que douze à quinze mois après leur abattage.

C'est au sein des forêts qu'on opère. Le procédé est fort simple. Il consiste à former, à portée des tas de bois abattu, et sur un terrain uni, ferme et le moins humide possible, des pyramides de bûchettes en cônes tronqués par leur sommet (*fig.* 111), au centre desquelles on ménage un espace vide pour y mettre le feu. On recouvre ces bûchers d'une couche de feuilles sèches ou de gazon retourné, sur laquelle on applique de la terre bien battue, en ménageant au bas quelques ouvertures, qu'on appelle *évents d'admission*, destinées à laisser entrer l'air (*fig.* 112). On met le feu, et, lorsque toute la masse est bien embrasée, on bouche avec du gazon l'ouverture centrale et les évents inférieurs, afin



*Fig.* 111.

qu'une combustion lente se continue, et que le bois, à l'abri des courants d'air, se convertisse peu à peu en charbon sans se réduire en cendre.



*Fig.* 112.

Le diamètre ordinaire des pyramides, qu'on nomme vulgairement des *meules*, est, à la base, de 4 à 6 mètres, et elles contiennent de 40 à 50 stères de bois. Cependant, dans certaines forêts, les meules ont de 12 à 14 mètres de diamètre, et elles renferment dans ce cas de 100 à 150 stères. La carbonisation dure de 12 à 18 jours pour les grandes meules. Quand elle est achevée, on laisse refroidir la masse suffisamment pour pouvoir la découvrir et retirer le charbon.

Cette méthode de carboniser le bois, dite *carbonisation en meules*, est fort ancienne, puisque Théophraste d'Érésus, qui vivait 300 ans avant Jésus-Christ, en donne une description détaillée. Pline rapporte que, de son temps, pour faire le charbon, on mettait le bois en pyramides dont on couvrait le sommet et le pourtour avec de l'argile et du plâtre, qu'on avait soin de percer en plusieurs endroits pour laisser échapper la fumée. Les anciens connaissaient donc le charbon et l'employaient à divers usages.

Le charbon bien cuit est dur, compacte, sonore, et à cassure luisante. Lorsqu'il est trop cuit, il est tendre, friable, nullement sonore, et absorbe facilement l'humidité. Le charbon qui n'est pas assez cuit, a une couleur terne, il casse difficilement, n'est pas sonore et brûle avec une flamme blanche en répandant de la fumée ; aussi est-il connu sous le nom de *fumeron*.

Ebelmen a reconnu que, dans la carbonisation en meules, l'oxygène de l'air qui pénètre par les ouvertures du bas, se change complétement en acide carbonique, et qu'il porte en entier son action sur le charbon déjà formé, en sorte que n'agissant aucunement sur les produits de la distillation du bois, celle-ci s'opère de la même manière qu'en vases clos.

Le bois séché à l'air se compose à peu près de :

| | |
|---|---|
| Carbone........................................ | 38,48 |
| Hydrogène et oxygène dans les proportions pour constituer l'eau........................................ | 35,52 |
| Sels minéraux fixes ou cendres........................ | 1,00 |
| Eau libre ou d'interposition.......................... | 25,00 |
| | 100,00 |

Il résulte de là que si l'on pouvait opérer la carbonisation sans aucune perte, on obtiendrait 38 à 40 p. 0/0 de charbon retenant les cendres. Mais, dans la pratique, on ne peut réunir toutes les conditions favorables, en sorte qu'une grande partie du carbone est brûlée par l'air ; aussi, par le procédé des forêts, n'obtient-on généralement que 18 p. 0/0 de charbon vendable.

Pour empêcher les courants d'air, M. Foucault a eu le premier l'idée d'entourer de toutes parts les pyramides de bois, pensant avec raison que, par ce moyen, la quantité de charbon obtenue devrait être plus grande; et, en effet, au lieu de 17 à 18 p. 0/0, il obtient de 23 à 24 p. 0/0 d'excellent charbon. Son procédé, adopté déjà dans beaucoup de localités, est le même que celui des forêts, à cela près qu'autour et à quelques décimètres du tas de bois se trouve établie une cloison en planches, que l'on monte et démonte à volonté (*fig.* 113). Les produits liquides provenant de la décomposition du bois, et qui se condensent continuellement sur les parois internes de cette cloison, la garantissent du feu : elle a la même forme que le tas de bois; seulement elle présente deux ouvertures, l'une supérieure qu'on ne ferme pas, et l'autre latérale que l'on ferme avec un rideau de toile. Celle-ci sert d'entrée aux charbonniers.

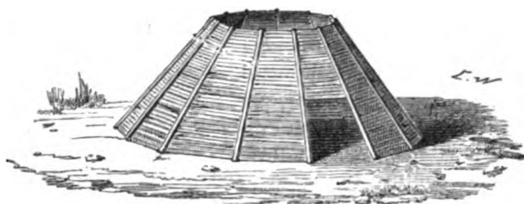


*Fig.* 113.

Les Chinois, qui ont singulièrement perfectionné plusieurs branches d'industrie, carbonisent le bois dans des fours souterrains qui sont munis de deux ouvertures, l'une (*b*, *fig.* 114) qui sert de cheminée et fait fonction de machine aspirante, l'autre (*a*) qui sert à amener l'air nécessaire à la combustion, et qui produit une véritable ventilation pendant une grande partie de la carbonisation. Lorsque le four souterrain, est rempli de bois, placé verticalement, couche par couche, on recouvre ce bois de menues branches, puis d'une couche de terre assez épaisse pour ne pas laisser échapper la fumée. Cela fait, on allume le bois par le conduit d'insufflation, et, quand la fumée sort en abondance, on rétrécit l'ouverture de ce conduit, de manière à ne laisser au courant d'air qu'un très-petit passage. Cinq jours après que le bois a été allumé, la fumée

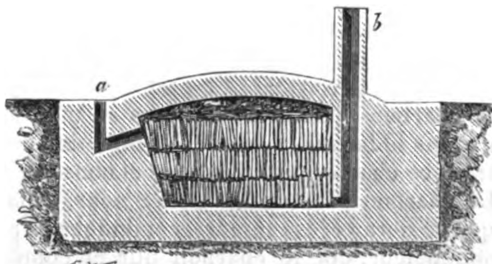



*Fig.* 114.

commence à s'éclaircir, et, quand elle est devenue tout à fait transparente, on a la preuve que la combustion des parties volatiles est achevée ; on ferme alors hermétiquement la fosse et la cheminée ; cinq ou six jours suffisent pour que le charbon s'éteigne entièrement, et l'on procède alors à l'ouverture de la charbonnière.

La méthode chinoise est d'une extrême simplicité, et elle fournit 30 à 35 p. 0/0 de charbon dur, sonnant, sans fumerons; elle est préférable à tous nos procédés européens. Ces charbonnières permettent de pousser le travail à un tel degré de perfection, que les Chinois parviennent à carboniser chaque petite branche, chaque rameau, et à lui conserver sa forme extérieure.

L'expérience a démontré, en Chine, que plus le bois est fraîchement coupé, moins il y a de déchet. Il est à désirer que nos charbonnniers adoptent la méthode chinoise, qui ne présente point ces chances d'avaries et même de perte totale qui sont inséparables de nos procédés actuels.

Nous verrons plus tard que l'ingénieur Lebon imagina le premier, en 1785, de distiller le bois en vases clos, pour obtenir tout à la fois du charbon, des gaz combustibles et du goudron. Son procédé, perfectionné par les frères Mollerat, par Kurtz et Lhomond, est encore exploité en France et en Allemagne, non pour le charbon qu'il fournit dans la proportion de 28 à 30 p. 0/0, mais comme moyen de se procurer à bas prix l'acide connu dans les arts sous le nom d'*acide pyroligneux*, et qui n'est autre chose que l'acide du vinaigre.

La manière dont la carbonisation a eu lieu modifie singulièrement les caractères du charbon. Lorsqu'elle est conduite lentement, le charbon est en moins grande quantité, mais il est compacte, dense, parce qu'il a pu prendre un retrait assez considérable au fur et à mesure que les produits volatils du bois se dégageaient. Il est donc très-convenable pour les applications économiques, puisqu'il présente, sous le même volume, une plus grande quantité de combustible, et, par la même raison, il produit, à volume égal et même à poids égal, une plus haute température dans la combustion. Aussi est-il recherché pour le travail des mines, les réductions métalliques.

Lorsque la carbonisation est rapide, ce qui arrive en vases clos, le charbon obtenu est toujours en plus forte proportion, mais, comme le bois n'a pas eu le temps de prendre beaucoup de retrait, ce charbon est plus léger et conserve un plus grand volume. Le charbon étant vendu, chez nous, à la mesure, on conçoit que ce dernier est moins économique, à prix égal, pour le consommateur, que le charbon dur et compacte. Mais, d'un autre côté, il a certaines qualités qui le font rechercher pour les usages domestiques. Il s'allume plus facilement, et n'exhale pas d'odeur désagréable dans les appartements, parce qu'il ne renferme pas de *fumerons*, comme le charbon des forêts ; il offre tous les avantages de la braise de boulanger, qui est beaucoup plus chère.

La nature du bois influe beaucoup aussi sur celle du charbon qui en provient ; ce dernier a une texture d'autant plus compacte que le bois était plus dense. Les bois blancs et légers fournissent les charbons les plus légers, et qui, par conséquent, contiennent, à volume égal, le moins de combustible. Ce sont les seuls qu'on emploie à la fabrication de la poudre de guerre, parce que, pour cette application, la qualité essentielle dans le charbon est sa grande combustibilité. Lorsque nous parlerons de la poudre à tirer, nous dirons les soins tout particuliers qu'on apporte dans la confection du charbon spécial qui entre dans sa composition.

Depuis 1850, on livre à la consommation un charbon moulé, dit *charbon de Paris*, qui est préparé avec les menus débris de différentes matières carbonisées, qu'on agglutine en cylindres analogues aux formes ordinaires du charbon de bois. Cette nouvelle et remarquable industrie a été créée par M. Popelin-Ducarre.

Les matières qu'il utilise sont : les poussiers de charbon de bois et de tourbe qui se forment en abondance dans les bateaux et les magasins à charbon, le charbon presque pulvérulent qu'on obtient en carbonisant les brindilles et menus branchages des forêts, les bruyères, genêts et autres mauvaises plantes, le tan épuisé et carbonisé, enfin le poussier de coke.

La carbonisation des débris végétaux sans valeur est effectuée sur place dans des fours en briques, entourés d'une épaisse maçonnerie en

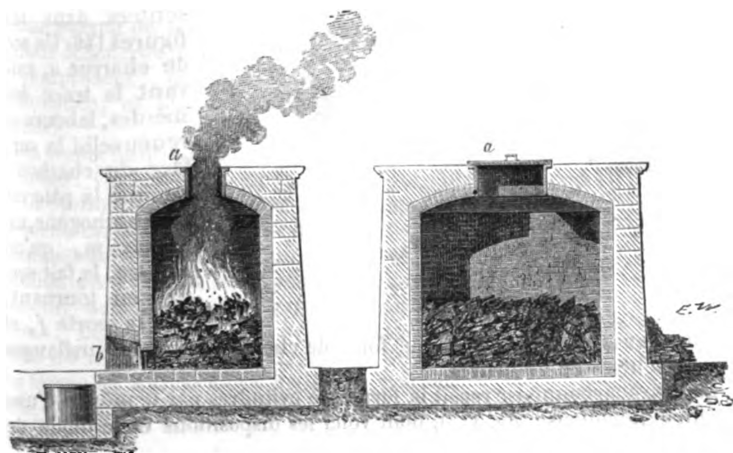



*Fig.* 115.

moellons, dont la figure 115 donne une idée suffisante. Des bourrées de

10 kilogrammes sont introduites successivement par l'ouverture supérieure *a*, au nombre de 50; lorsque les fumées cessent et sont remplacées par une légère flamme bleuâtre, on ferme le haut du four, et par la porte *b*, qu'on ouvre, on retire le charbon qui tombe immédiatement dans un étouffoir. Trois carbonisations faites dans l'espace de 24 heures, produisent 450 kilogrammes de charbon menu pour 1500 kilogrammes de brindilles sèches, soit 30 p. 0/0.

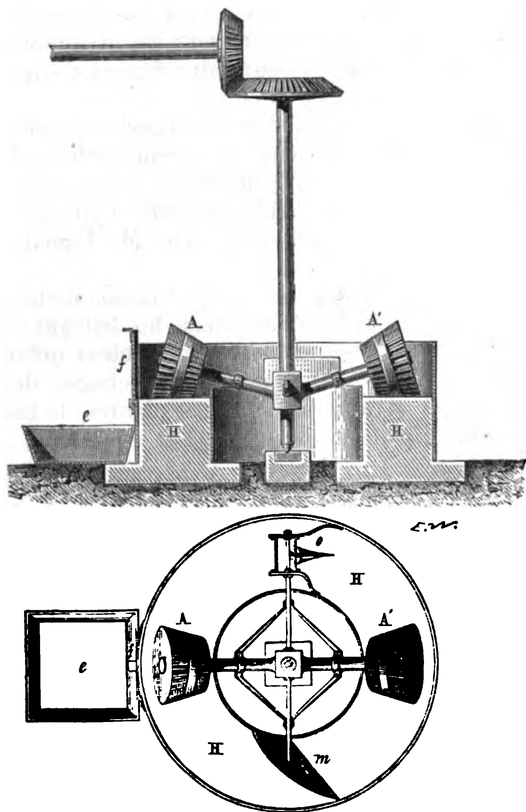



*Fig.* 116.

Ce charbon, après avoir été humecté de 8 à 12 p. 0/0 d'eau, est broyé d'abord entre deux cylindres cannelés, puis entre deux autres cylindres à surfaces unies. La poudre est alors additionnée de 33 à 40 litres de goudron de houille, pour 100 kilogrammes de charbon, et le mélange est trituré dans une auge circulaire HH, par deux meules coniques cannelées en fonte A, A', représentées dans les figures 116. Un soc de charrue *o*, suivant la trace des meules, laboure et renouvelle la surface du charbon; lorsque la pâte est bien homogène, un racloir *m*, qu'on abaisse, la fait sortir, en tournant, par la porte *f*, et tomber dans un récipient *e*. Une force de cheval suffit pour mélanger 300 hectolitres en 24 heures.

La pâte charbonneuse reçoit la forme de cylindres par le moyen d'une machine ingénieuse (*fig.* 117), dont voici les dispositions et le mode de fonctionner.

Un fort sommier en bois A se lève et s'abaisse alternativement, à l'aide des tiges I, I', qui reçoivent le mouvement de va-et-vient vertical de cames montées sur un arbre horizontal non figuré. Le sommier A est

guidé par deux anneaux qui glissent sur des montants cylindriques en

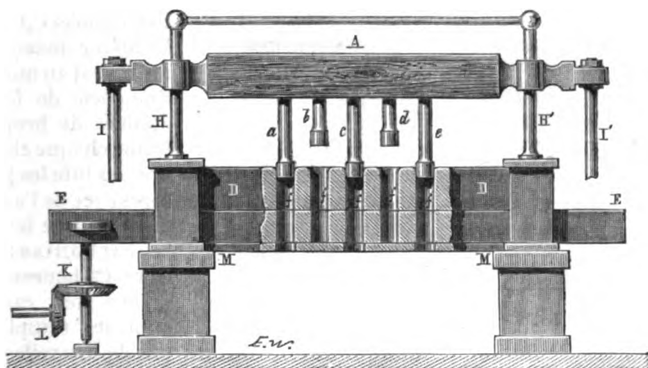



*Fig.* 117.

fer, H, H'. Sur la ligne médiane de ce sommier A sont solidement fixés des pistons verticaux en fer; les uns *b, d* fouleurs; les autres *a, c, e,* débourreurs.

Les pistons fouleurs *b, d* refoulent la pâte préalablement versée dans des entonnoirs *f, f* percés à travers la pièce de fonte D,D, et la compriment dans des cavités cylindriques ouvertes, pratiquées dans une deuxième pièce en fonte mobile EE. Cette pièce, animée d'un mouvement horizontal de va-et-vient, qu'elle reçoit d'un excentrique mû par une roue d'angle K et par un pignon L, glisse aussitôt que les pistons fouleurs se relèvent, présentant ainsi, sous l'entonnoir, une deuxième cavité vide, semblable à la première et qu'on remplit de même.

Une plaque de fonte fixe M M est percée de trous correspondant aux pistons débourreurs *a, c, e,* de sorte que, pendant que de nouveaux tubes se remplissent, ces pistons poussent les premiers cylindres de pâte comprimée, et les font sortir en dessous, où ils sont reçus dans des paniers.

On confectionne ainsi chaque jour 150 hectolitres de cylindres charbonneux. On les porte au fur et à mesure dans un endroit aéré pour qu'ils prennent une certaine consistance; puis on les soumet à une nouvelle carbonisation dans des fours disposés de telle sorte que la combustion des produits fournis par la destruction du goudron suffit pour développer la chaleur nécessaire à la carbonisation elle-même. Le goudron, en se décomposant, laisse un résidu charbonneux, dur et brillant, qui forme au milieu de la masse du combustible comme un réseau qui en soude toutes les parties.

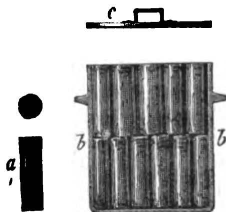



*Fig.* 118.

Les cylindres de charbon (*fig.* 118, *a*) sont rangés verticalement, sur 2 de hauteur, dans des caisses de tôle *bb*. Celles-ci, au nombre de 24, sont superposées en trois rangées *a, a, a* dans la chambre d'un

four FF dont la figure 119 reproduit une élévation, vue de face. Il y a deux chambres ou moufles accolées C, C dans le même massif; le foyer *d* est au milieu. Une porte de fer *k*, doublée de briques, ferme chaque chambre; on lute les jointures avec de l'argile et on allume le feu. La carbonisation dure 12 heures. On enlève les caisses pour les remplacer par de nouvelles. Ce n'est qu'après 6 ou 8 heures qu'on les ouvre pour en retirer le charbon moulé.

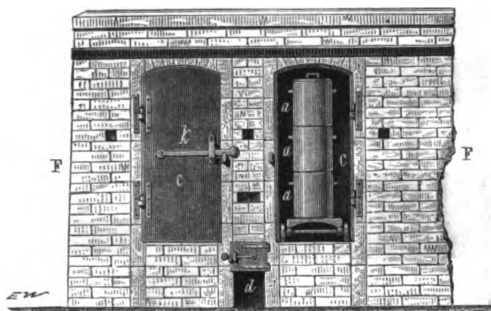



*Fig.* 119.

Une fabrique, montée à Paris, en 1846, par M. Popelin-Ducarre, produit journellement, dans 4 fours à double moufle, 150 hectolitres de charbon pesant ensemble 4,950 kilogr., ce qui représente une production annuelle de 1,782,000 kilogr.

Le charbon ainsi obtenu est très-peu friable et peut être transporté à de grandes distances sans un déchet notable. Il s'embrase assez facilement; il brûle sans flamme ni fumée, avec une grande lenteur et en se recouvrant d'une couche assez épaisse de cendres. Une fois bien allumé, il continue de brûler à l'air, ce qui le distingue nettement du coke; cette lenteur dans la combustion rend le *charbon de Paris*, particulièrement propre aux usages domestiques, surtout pour les classes ouvrières et les petits ménages, à certains emplois dans les laboratoires de chimie, et à beaucoup d'usages industriels pour lesquels il faut une chaleur soutenue et pas trop élevée.

Son prix est de 15 à 16 fr. les 100 kilogr.

Comme il renferme de 20 à 22 p. 0/0 de cendres, sa valeur calorifique absolue n'est que les 4/5 de celle du charbon de bois.

Le NOIR DE FUMÉE est une variété de charbon végétal différent par sa forme du charbon de bois. On l'obtient en condensant dans des chambres de la fumée qui provient de la combustion imparfaite des matières résineuses, bitumineuses ou grasses. Cette fumée, en se refroidissant, dépose un charbon très-fin, léger et d'un noir foncé.

Lorsqu'on se sert de résine ou de goudron, voici l'appareil dont on fait usage (*fig.* 120). C'est une chambre cylindrique en briques A,

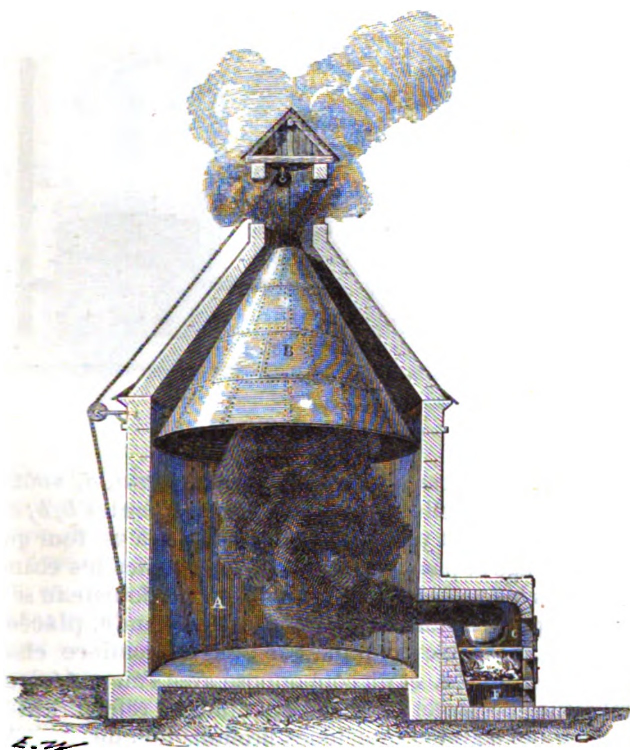



*Fig.* 120.

dans laquelle peut se mouvoir un cône en tôle B, percé d'un trou à son sommet, et servant à la fois de cheminée pendant la combustion et de racloire lorsque l'opération est terminée. En effet, la base du cône ayant presque le diamètre de la chambre, quand on le fait descendre, ses bords rasent les murs et détachent tout le noir de fumée qui s'y trouve déposé et qu'on ramasse ensuite sur le sol. Les murs de la chambre sont tapissés de peaux de moutons ou de toiles grossières, pour faciliter le dépôt des flocons. La résine ou le goudron destiné à fournir le noir de fumée est brûlé dans une marmite en fonte C, qu'on place dans le foyer d'un fourneau extérieur. On chauffe la marmite, on enflamme les vapeurs; les produits de la combustion entrent dans la chambre par un conduit horizontal, et l'opération marche d'elle-même. La

corde qui roule sur une poulie, sert à descendre et à élever le cône de tôle qui fait office de racloire.

L'appareil suivant est généralement préféré aujourd'hui (*fig.* 121).

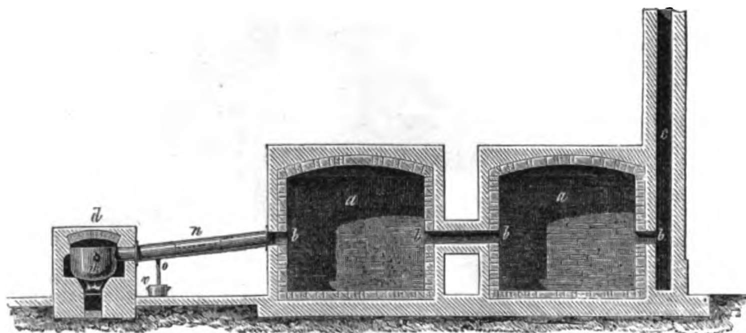



*Fig.* 121.

Il consiste en une série de chambres en briques *a*, *a*, voûtées et communiquant entre elles par des ouvertures latérales *b*, *b* ; à l'une de leurs extrémités est une cheminée *c*, adossée à un four qui détermine un tirage et par suite un appel dans toutes les chambres et jusque dans le fourneau *d* qui les alimente. Ce fourneau se compose d'une capsule en fonte *m*, plus ou moins grande, placée sous une voûte *f*. La capsule communique avec la première chambre par un tuyau en tôle *n*, et du côté opposé avec l'air extérieur par une embrasure de porte. Ce tuyau fait office de réfrigérant et de condenseur, afin de retenir quelques produits liquides qui s'écoulent par un ajutage *o* dans une cuvette *v*. Le noir le plus grossier est recueilli dans le tuyau, qu'on nettoie fréquemment. On obtient le noir graduellement plus beau et plus fin, dans les chambres qui s'éloignent de plus en plus du fourneau à combustion.

En Angleterre, on recueille le noir de fumée échappé de la première chambre, au point où la fumée est déjà très-refroidie, dans un grand nombre de sacs (*fig.* 122) en toile serrée A, A, A, A de 2m5 à 3m de haut et de 1m de diamètre, communiquant d'abord avec la chambre à l'aide d'un tuyau en cuivre *b*, puis entre eux alternativement par la partie supérieure, à l'aide d'une calotte en feuille de cuivre *c*, *c*, *c*, *c*, et par le bas au moyen d'un tuyau *d*; une cheminée d'appel, à l'extrémité de l'appareil, détermine la fumée à suivre tous les détours que lui présentent ces dispositions. Le dépôt du noir dans ces sacs se fait d'autant plus complétement qu'ils sont plus nombreux. Un cercle en cuivre *n*, *n*, *n*, *n*, adapté à leur partie inférieure, s'ouvre et se ferme à l'aide d'un

couvercle à poignée, ce qui rend très-facile la sortie du noir.

Dans les environs de Sarrebruck, on fabrique le noir de fumée

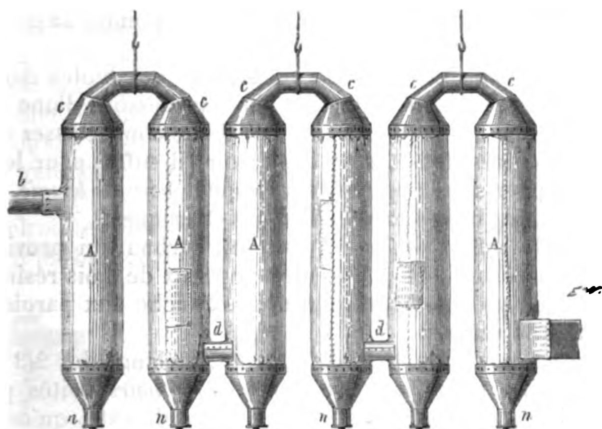



*Fig.* 122.

au moyen de la houille qu'on brûle dans un appareil peu différent du précédent.

Le noir de fumée est moins pur que le charbon végétal ordinaire ; il ne renferme guère plus de 80 p. 0/0 de carbone ; le reste consiste en matières salines et en parties huileuses ou résineuses, entraînées avec lui pendant la combustion. Tel qu'on le sort des chambres ou des sacs, on l'utilise dans la peinture en bâtiments et la préparation de l'encre d'imprimerie; mais, pour certaines applications, comme, par exemple, la composition de l'encre lithographique, on est obligé de le priver de ses parties huileuses, résineuses et salines (carbonate d'ammoniaque), et, pour cela, on le soumet à une forte calcination dans de petits cylindres en tôle. Le noir, broyé ensuite à l'eau ou à l'huile, donne une couleur très-intense et de bonne qualité. Le noir de houille est employé surtout pour la marine, et en général pour tous les goudronnages qui n'exigent pas une couleur fine.

Les plus beaux noirs pour la peinture sont ceux qu'on obtient en carbonisant dans des creusets ou dans des cylindres de fonte de jeunes branches de fusain, de hêtre, des sarments de vigne, les enveloppes vertes et brunes des châtaignes, les noyaux de pêches, les rognures de liége, la lie de vin bien lavée, etc. C'est alors ce qu'on appelle les *noirs de fusain*, de *hêtre*, de *vigne*, de *châtaigne*, de *pêche*, de *liége* ou *d'Espagne*, de *Francfort*, etc.

Le *noir d'Allemagne*, qu'on emploie dans l'imprimerie en taille-douce, est obtenu par la carbonisation d'un mélange de grappes

de raisin, de lie de vin desséchée, de noyaux de pêche et de débris d'os, ou de râpures d'ivoire en proportions variées, suivant qu'on désire donner au noir un reflet bleuâtre ou jaunâtre. On le lave avant de s'en servir, après l'avoir réduit en poudre aussi impalpable que possible.

Le *noir de lampe* est préparé en brûlant des huiles dans des quinquets à becs simples, que l'on place au-dessous d'une plaque de métal; celle-ci se recouvre bientôt d'une couche assez épaisse d'un charbon très-divisé, d'un beau noir; il suffit, pour le détacher de frapper sur la plaque. On l'appelle *noir de bougie,* quand on remplace les huiles par des bougies stéariques.

On appelle enfin *fumée de Russie* le charbon qui provient de la combustion sous des tentes des copeaux de bois résineux et des vieux arbres eux-mêmes; le noir s'attache aux parois de la tente où on le recueille.

C'est avec le noir de fumée le plus fin, mélangé des 2/3 de son poids d'argile, qu'on prépare les *crayons noirs* usités pour le dessin. Le mélange est mis en consistance de pâte, qu'on passe ensuite à la filière, ou que l'on comprime dans des moules ayant la forme d'une pyramide quadrangulaire tronquée. Les *crayons de fusain* ne sont autre chose que des baguettes de ce bois carbonisées et simplement taillées; comme ils sont très-tendres, on leur donne quelquefois du corps en les plongeant dans du suif ou de la cire fondue.

Le CHARBON ANIMAL offre, dans le commerce, deux variétés distinctes : le *noir animal*, le *noir* ou *charbon d'os*, et le *noir d'ivoire*. Le premier est préparé avec les os que l'on se procure dans les grandes villes, où la consommation de la viande est considérable; le second s'obtient avec les rognures d'ivoire mises au rebut par les tabletiers, ou avec des os de pieds de mouton bien nettoyés. Dans ce dernier cas, il porte encore les noms de *noir de Cassel,* de *Cologne*, de *velours*.

Quoi qu'il en soit, le procédé de carbonisation est le même. On remplit de ces matières premières des marmites en fonte (*fig.* 123) d'une capacité de 25 kilogr. environ, qu'on empile les unes sur les autres, dans la chambre d'un four à potier (*fig.* 124). Le foyer A est de niveau avec la sole du four; un mur B en briques réfractaires sépare le foyer de la chambre D où sont entassées les marmites; dans le mur sont percées 4 ouvertures *c*, *c*, *c*, *c*, qui distribuent uniformément la flamme dans la chambre D. La porte E sert au service du four. CC mur en briques, dans le bas duquel sont 5 ouvertures *o*, *o*, *o*, *o* destinées à l'évacuation des gaz dans la cheminée G.

Ordinairement il y a deux fours contigus ayant une cheminée

commune, pendant que l'un d'eux est en marche, l'autre se refroidit; puis on le vide pour le charger d'os frais. On chauffe au rouge jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de produits volatils. Après 36 heures de feu, on extrait le charbon des marmites pour le renfermer dans des étouffoirs. Il suffit alors de le réduire en poudre ou en grains après son refroidissement.

Pour le charbon d'os

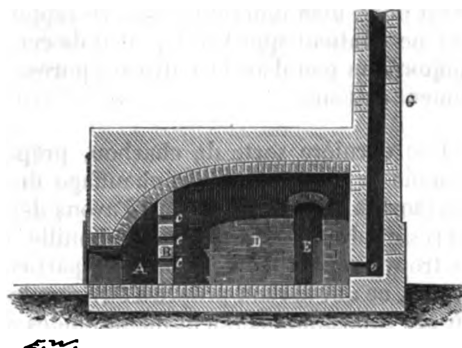





*Fig.* 123.

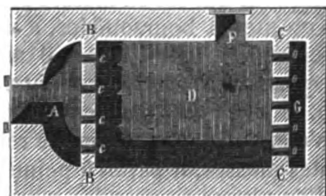



*Fig.* 124.

destiné au raffinage des sucres, on se sert généralement de cylindres cannelés en fonte qu'on peut rapprocher ou écarter à volonté suivant la grosseur qu'on veut donner au noir. Le charbon broyé est passé au blutoir pour séparer les grains de la poudre fine, qu'on appelle *folle farine*, et des parties mal broyées.

Pour le noir d'os d'ivoire qui doit être employé comme matière colorante, on broie à l'eau, afin d'obtenir une plus grande ténuité, soit sous des meules verticales tournant sur un plan horizontal, soit sous des meules horizontales semblables à celles qui servent à la mouture du blé. Un seul broyage suffit pour les emplois grossiers de ce noir : tel, par exemple, que la fabrication du cirage, qui en consomme d'énormes quantités (1). Mais quand il doit être utilisé dans la peinture, on le soumet à plusieurs

(1) L'emploi si général qu'on fait du *cirage anglais*, c'est-à-dire de celui qui se sèche et se polit avec une brosse, m'engage à vous indiquer quelques-unes des meilleures recettes pour le préparer.

Dans toutes, il entre du noir d'ivoire, ou du charbon d'os, de l'acide sulfurique, et une matière sucrée ou gommeuse.

broyages successifs, dont le nombre augmente en raison de la finesse qu'on veut lui donner.

Le charbon animal renferme jusqu'à 90 p. 0/0 de matières inorganiques, salines et autres, et 10 p. 0/0 seulement de carbone. Il est donc bien différent, sous ce rapport, du charbon de bois, qui ne contient que 1 à 2 p. 0/0 de cendres. De plus, il retient toujours un peu d'azote entre ses pores, quand il n'a pas été fortement calciné.

Une dernière sorte de charbon, préparée en grand pour les besoins de l'industrie et le chauffage domestique, est le COKE ou CHARBON DE TERRE ÉPURÉ. Nous l'avons déjà dit, on donne ce nom au résidu de la calcination de la houille, qui, par l'action du feu, se trouve dépouillée de toutes ses parties bitumineuses et sulfureuses, ce qui le rend propre à être employé dans beaucoup d'arts où ces substances seraient incommodes et nuisibles.

Ce charbon, qui est en masses poreuses comme la pierre ponce, et plus ou moins boursouflées, a une couleur grisâtre ou noire, avec des reflets métalliques. Il est dur, mais cassant et même friable quand il est très-caverneux. Il est d'une très-difficile combustion. Il brûle presque sans flamme. Les morceaux incandescents s'éteignent dès qu'on les retire du foyer, et, quand il est en petites masses, il paraît à peine rouge. Pour qu'il se consume, il faut l'employer en grandes masses, ou bien activer sa combus-

---

Voici deux recettes très-économiques :

| CIRAGE SOLIDE. | | |
|---|---|---|
| Noir d'ivoire | 2k. | |
| Mélasse | 2 | |
| Acide sulfurique | » | 400 gr. |
| Noix de Galles concassées | » | 120 |
| Sulfate de fer ou couperose | | 120 |
| Eau | 2 litres. | |

| CIRAGE LIQUIDE. | | |
|---|---|---|
| Noir d'ivoire | » | 125 gr. |
| Mélasse | » | 125 |
| Acide sulfurique | » | 32 |
| Huile d'olive | 2 cuillerées | |
| Vinaigre | 3/4 de litre | |

Pour la première recette, voici comment on opère. On verse la mélasse dans une terrine d'une capacité de 10 litres au moins ; on y incorpore peu à peu le noir d'ivoire. D'un autre côté, on fait dissoudre le sulfate de fer dans un litre d'eau ; on mêle la moitié de cette dissolution avec la pâte obtenue, et l'autre moitié est ajoutée à l'acide sulfurique, qu'on mêle à son tour avec la pâte, en agitant continuellement. Il se produit une vive effervescence, la masse augmente beaucoup de volume et s'épaissit en même temps. On y ajoute enfin le second litre d'eau qu'on a fait bouillir préalablement sur la noix de Galle et qu'on a passé à travers un linge. On obtient ainsi une pâte molle d'un très-beau noir.

Pour le cirage liquide, après avoir mélangé le noir à la mélasse, on y incorpore peu à peu l'huile, puis l'acide sulfurique affaibli par 1 partie de vinaigre, et on délaye la masse dans le restant du vinaigre de manière à avoir une pâte liquide homogène. Il est nécessaire de bien agiter ce cirage chaque fois qu'on veut s'en servir, afin de remettre en suspension le dépôt qui ne tarde pas à s'opérer dans les bouteilles en grès.

tion par un très-fort courant d'air; aussi, en raison de ces circonstances, n'est-il pas d'un usage commode dans nos petits appareils de chauffage.

Aucun combustible ne produit une température aussi élevée que le coke, et comme sa densité, à volume égal, est très-supérieure à celle des autres charbons, cette température est bien plus soutenue. Voilà pourquoi il est employé avec tant de succès pour le chauffage des locomotives, le traitement des minerais de fer et la fusion des métaux. Dans la fabrication du fer, il remplace la houille qui ne peut servir au travail des hauts-fourneaux, à cause de sa fusibilité et de la forte proportion de soufre qu'elle contient. La préférence qu'on lui accorde quelquefois sur la houille, pour le chauffage domestique, vient de ce qu'il ne répand, en brûlant, ni flamme, ni fumée odorante, et de ce que son pouvoir rayonnant étant bien supérieur, il renvoie dans les appartements une plus grande masse de chaleur.

C'est sous le règne de la reine Élisabeth qu'on imagina de carboniser la houille, afin de suppléer au charbon de bois, qui était alors d'un usage général pour la fabrication du fer. L'emploi du coke ne s'introduisit en France que vers 1772; il y fut importé d'Angleterre par un nommé Jars.

Dans l'origine on carbonisait la houille sans four, en faisant tout simplement, en plein air, de grands tas de charbon, à peu près comme cela se pratique pour la carbonisation du bois. On y mettait le feu en différents endroits, et, quand toute la masse paraissait bien allumée, on recouvrait l'extérieur avec du poussier pour l'étouffer. La combustion se continuait lentement jusqu'à ce que toutes les parties bitumineuses de la houille fussent complétement brûlées. La figure 125 donne la coupe d'une de ces meules.

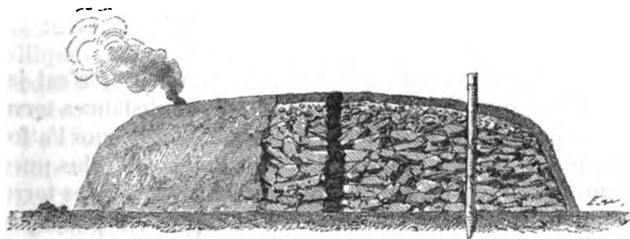


*Fig.* 125.

Ce procédé perfectionné en plusieurs points, est encore suivi dans la majeure partie des grandes usines à fer. Les modifications les plus importantes qu'on y ait apportées consistent dans la construction, au centre des meules, d'une cheminée en briques à demeure, en forme de cône, ayant des ouvertures latérales pour laisser échapper les produits

gazeux. Voici (*fig.* 126) une coupe de l'ensemble de la meule, construite d'après la méthode du célèbre métallurgiste anglais Wilkinson.



*Fig.* 126.

Dans beaucoup d'établissements, en Angleterre, au Creuzot, à Saint-Étienne, on carbonise la houille menue et collante dans des fours clos, construits en briques, et accolés tous ensemble dans un seul corps de maçonnerie qui occupe un espace de 13 à 14 mètres de longueur, sur 4 mètres de largeur. La carbonisation s'y opère en 24 heures. On met 48 heures et plus lorsqu'on veut avoir un coke plus dense, plus également carbonisé et plus convenable, par cela même, au chauffage des locomotives. Après le défournement, on éteint le coke incandescent en l'arrosant avec de l'eau.

On obtient, terme moyen, des houilles grasses menues des bords de la Loire, 60 à 62 p. 0/0 de coke.

Enfin, un dernier procédé pour la fabrication de ce charbon, consiste à distiller la houille dans des cornues de fonte; c'est lorsqu'on veut en même temps recueillir et utiliser les gaz pour l'éclairage. Mais ce mode, qui n'est employé que dans les grandes villes, fournit un coke qui serait trop coûteux et trop boursouflé pour les usines. On le vend généralement pour le chauffage, auquel il convient beaucoup, en raison de sa moins grande densité, ce qui fait qu'il s'allume plus facilement et brûle sans peine jusqu'à complète destruction du charbon.

Le coke, comme vous le pensez bien, Messieurs, n'est jamais chimiquement pur. Il renferme toujours des substances terreuses dont la proportion varie suivant l'espèce de houille qui l'a fourni. Les houilles en gros morceaux donnent des cokes plus purs que celles qui sont en poussier. La quantité de substances terreuses mêlées au charbon varie dans les cokes depuis 3,3 p. 0/0 jusqu'à 28 p. 0/0.

Le coke pèse moins que la houille, mais plus que le charbon de bois. L'hectolitre de coke en morceaux pèse 40 à 45 kilogrammes. A Paris, le mètre cube ou kilolitre pèse 430 kilogrammes, ce qui donne 43 kilogrammes par hectolitre, ou 1 fois et demie autant qu'une semblable mesure de charbon de bois de Picardie.

La forme extérieure des charbons provenant de substances organiques dépend de la nature de celles-ci. Quand la matière est infusible au feu (tel est le bois des différents végétaux, tels sont les os des animaux), le charbon conserve la forme primitive de la matière employée. Voici des branches d'arbres, des noyaux de fruit, des os de mouton, qui ont gardé leurs formes extérieures, bien qu'ils aient été soumis à une forte calcination dans un creuset rempli de sable, pour éviter qu'ils n'aient le contact de l'air.

Qu'on brûle en vases clos du papier ou du linge, on distinguera encore très-bien, après leur conversion en charbon, les rainures du fil de laiton dans le papier et les fils de la toile. Il y a des personnes assez adroites pour carboniser une flèche sans même altérer la forme de la plume.

Quand, au contraire, la matière organique est susceptible de se ramollir ou de se liquéfier à une certaine température, comme le sucre, la gomme, l'amidon, la gélatine, la chair musculaire, la corne, le sang, les cuirs, etc., le charbon obtenu est volumineux, boursouflé, caverneux; il a ordinairement la forme du vase dans lequel on a opéré. Voici un charbon de sucre qui vous rappelle l'image de la cornue dans laquelle il a été préparé. Cette apparence, purement accidentelle, tient à ce que la matière végétale ou animale, fondue ou ramollie par les premières atteintes de la chaleur, est soulevée en tous sens par les gaz qui résultent de sa décomposition, et qui s'échappent ensuite sous la forme de bulles, au moment où toute la masse se solidifie en se carbonisant. Ces charbons boursouflés sont toujours brillants, alors même qu'ils sont réduits en poudre, tandis que les autres sont ternes; ils sont aussi plus compactes, plus durs. Dans les cylindres où se produit le gaz de l'éclairage, on remarque quelquefois des charbons si denses, qu'ils offrent, à peu de chose près, la même dureté et la même densité que le diamant, avec un aspect métallique. Aussi, dans ce cas, ils possèdent la propriété la plus remarquable du diamant, c'est-à-dire celle de couper le verre. Cette dureté diamantaire du coke recevra probablement quelque jour d'utiles applications.

Maintenant que vous connaissez les principales espèces de charbon, avec les méthodes pour les obtenir, il nous faut étudier leurs propriétés. Ce sera le sujet de la prochaine leçon.

---

# TREIZIÈME LEÇON

## DU CARBONE (SUITE).

SOMMAIRE. — Propriétés physiques des charbons, et en particulier du charbon de bois. — Des propriétés absorbantes, désinfectantes et décolorantes. — Applications qui en résultent. — Dépuration des eaux. — Propriétés chimiques du carbone. — Du GAZ OXYDE DE CARBONE. — Vapeurs malfaisantes de la braise et du charbon. — De l'inflammation spontanée des diverses variétés de carbone. — Des composés de l'hydrogène et du carbone, ou des CARBURES D'HYDROGÈNE. — Des corps ISOMÈRES.

Je ne passerai pas en revue toutes les propriétés des charbons, car la plupart vous sont assez connues. J'appellerai seulement votre attention sur quelques-unes d'entre elles, qui, par leur importance, méritent d'être vulgarisées. Ce que je vais dire s'appliquera plus particulièrement au charbon de bois.

Quoique cassant et même friable, le charbon est très-dur, et ce qui le prouve, c'est qu'on l'emploie au polissage de certains métaux, du cuivre, du bronze.

Sa densité est double de celle de l'eau ; néanmoins, dans son état ordinaire, il surnage à ce liquide; mais cet effet est de courte durée : il ne tarde pas à se précipiter au fond ; c'est que, dans le premier cas, il contient dans ses pores beaucoup d'air, qui s'échappe à mesure que l'eau s'insinue dans chacun d'eux. Lorsqu'il est en poudre, il tombe au fond de l'eau.

Le poids du charbon mesuré varie singulièrement, suivant une foule de circonstances, et entre autres la nature du bois carbonisé, la durée de la carbonisation, l'état hygrométrique du charbon, et surtout le mode de mesurage employé. On admet généralement que le mètre cube ou kilolitre de charbon de bois dur, tel qu'il se trouve dans le commerce, pèse 200 à 240 kilogrammes, ce qui donne 20 à 24 kilogrammes par hectolitre.

Le charbon de bois dur de Picardie, amené par voitures à Paris, et mesuré sur le marché, pèse 180 kilogrammes le kilolitre (18 kilogrammes l'hectolitre), quand il est gros, mélangé de moyen et de menu. — Le charbon de l'Yonne, pris sur les bateaux, est humide, et pèse 250 kilogrammes le kilolitre (25 kilogrammes l'hectolitre). Le charbon obtenu par la distillation pèse seulement 160 à 175 kilogrammes le kilolitre (16 à 17 kil. 1/2 l'hectolitre), c'est-à-dire 1/9 de moins que le charbon de Picardie.

Dans le mesurage du charbon, d'après la manière la plus ordinaire d'emplir la mesure, il y a 56 de plein pour 44 de vide. Le consommateur perd donc beaucoup à ce mode de vente. Il serait plus avantageux pour lui de n'acheter le charbon qu'au poids. C'est ce qu'on commence à faire dans plusieurs grandes villes.

Le charbon est tantôt mauvais conducteur et tantôt bon conducteur du calorique. Il est mauvais conducteur dans son état ordinaire, c'est-à-dire lorsqu'il n'a pas été fortement chauffé ; voilà pourquoi on entoure de poussier les vases dans lesquels on veut conserver un liquide plus longtemps chaud, les conduits dans lesquels circule la vapeur d'eau. Il est bon conducteur, au contraire, lorsqu'il a été préparé à une haute température. Un morceau de charbon qui sort des grands fourneaux à fer par l'ouverture pratiquée pour la sortie des scories, conduit assez bien la chaleur pour qu'il soit impossible de le tenir à la main lorsqu'on fait rougir l'une de ses extrémités.

Il présente la même différence à l'égard du fluide électrique. Dans son état ordinaire, il conduit mal l'électricité, tandis qu'il devient bon conducteur lorsqu'il a été fortement calciné. Aussi, dès qu'il s'agit de l'employer comme corps conducteur dans la construction des paratonnerres, il faut toujours avoir la précaution de le soumettre à une calcination suffisante pour lui donner cette faculté.

C'est avec le *coke métallique* des cornues à gaz d'éclairage, qui conduit parfaitement l'électricité, qu'on forme l'un des éléments de la pile à courant constant de Bunsen. Si l'on fait communiquer deux morceaux taillés en pointe du même charbon avec les deux pôles d'une forte pile, et que l'on rapproche graduellement les extrémités des cônes, on voit apparaître alors une clarté des plus vives qui ne peut être comparée qu'à celle du soleil (*fig.* 127) ; c'est ce qu'on appelle la *lumière électrique*,

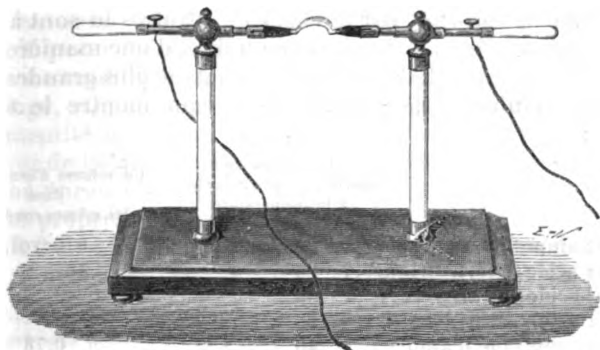


*Fig.* 127.

dont on commence à faire un fréquent emploi dans les théâtres, les fêtes publiques et dans les grands travaux de construction continués pendant la nuit. La première expérience de ce genre remonte déjà à 1801 ; elle est due au célèbre sir H. Davy. C'est

en 1844 que M. Léon Foucault a su rendre praticable et commode *l'éclairage électrique,* d'abord en substituant au charbon ordinaire des baguettes de coke métallique qui durent fort longtemps, même à l'air libre, puis en imaginant un système de rapprochement de ces baguettes par l'électricité même, au fur et à mesure qu'elles se consument, ce qui rend la lumière constante et égale d'intensité.

Mais une des propriétés les plus curieuses du charbon est, sans contredit, celle qui a été découverte par l'Italien Fontana. Récemment préparé, il absorbe les gaz sans leur faire éprouver d'altération. Il partage ce caractère avec tous les corps poreux, mais aucun ne le possède à un aussi haut degré.

Nous allons, Messieurs, vous rendre témoins de ce phénomène, en prenant au milieu d'un brasier un fragment de charbon rouge, le plongeant rapidement dans le mercure pour le refroidir, puis l'introduisant sous une cloche pleine de *gaz ammoniac.* D'ici à quelques minutes, le gaz aura entièrement disparu, car la cloche sera remplie par le mercure du bain sur lequel nous opérons. Tout le gaz se trouvera dès lors logé dans les pores du charbon, qui le retiendra mécaniquement à la manière d'une éponge imbibée d'eau. Mais il suffira d'exposer ce charbon à une chaleur de +100 à 150°, ou de le placer sous le vide de la machine pneumatique, pour lui faire exhaler le gaz qu'il aura absorbé.

L'absorption des gaz par le charbon est d'autant plus prononcée, que la température est plus basse, et que ce corps est lui-même plus dense. Dans tous les cas, la nature des gaz influe beaucoup sur cette propriété : car tandis que les uns sont rapidement et abondamment absorbés par le charbon, d'autres le sont à peine dans les mêmes circonstances. On peut dire, d'une manière générale, qu'ils sont absorbés en quantités d'autant plus grandes qu'ils sont plus solubles dans l'eau. C'est ce que montre le tableau suivant :

| | Un volume de charbon de bois absorbe à la température et à la pression ordinaires : | Un volume d'eau absorbe dans les mêmes conditions : |
|---|---|---|
| De gaz ammoniac............ | 90 vol. | 670 vol. |
| De gaz acide chlorhydrique... | 85 | 464 |
| De gaz acide sulfureux....... | 65 | 43 |
| De gaz acide sulfhydrique.... | 55 | 3 |
| De gaz protoxyde d'azote..... | 40 | 0,78 |
| De gaz acide carbonique ..... | 35 | 1 |
| De gaz hydrogène bicarboné.. | 35 | 0,155 |
| De gaz oxyde de carbone..... | 9,42 | 0,062 |
| De gaz oxygène.............. | 9,25 | 0,037 |
| De gaz azote................ | 7,05 | 0,016 |
| De gaz hydrogène........... | 1,75 | 0,016 |

La porosité du charbon est telle qu'un centimètre carré de charbon animal représente, par la multiplicité de ses pores, une surface charbonneuse de 1$^{mq}$,1/3. Plus le charbon est terne, plus sa faculté d'absorption est développée. Les charbons brillants, tels que l'anthracite, la plombagine, le coke, sont donc bien inférieurs, sous ce rapport, à la braise, au noir de fumée et surtout au noir animal.

La faculté absorbante du charbon nous explique la rapide augmentation de poids qu'éprouve ce corps abandonné dans l'air atmosphérique, et surtout dans l'air humide. Pepys a trouvé qu'en 7 jours :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Le charbon | de gayac | augmente en poids | de 9,6 p. 0/0 |
| — | de sapin | — | de 13,0 |
| — | de buis | — | de 14,0 |
| — | de hêtre | — | de 16,3 |
| — | de chêne | — | de 16,5 |
| — | d'acajou | — | de 18,0 |

L'absorption est surtout très-rapide dans les 24 premières heures; la plus grande partie consiste en eau.

Il suit de là que les charbons de bois ordinaires, que les marchands ont grand soin de placer dans des endroits humides, contiennent toujours, au détriment du consommateur, de l'humidité qui augmente inutilement leur poids, et qui est en pure perte pour le développement de la chaleur, puisqu'il faut en employer, au contraire, une portion considérable pour vaporiser cette humidité. Ils renferment habituellement de 8 à 12 p. 0/0 d'eau, en sorte que lorsqu'on achète une mesure de charbon qui doit peser 50 kilogrammes, on n'a réellement que 44 à 46 kilogrammes de charbon sec. Mais ils pourraient en contenir bien davantage, si, par hasard, on les avait mouillés, car ils absorbent une quantité très-considérable d'eau. On doit donc toujours s'assurer de l'état hygrométrique du charbon qu'on achète, autrement on éprouve une perte assez forte (1).

Cette propriété absorbante du charbon a été et peut être mise à profit dans bien des circonstances. Les expériences de M. Hub-

(1) Nous sommes bien loin de tirer tout le parti possible des connaissances utiles que nous possédons déjà et de celles que nous acquérons tous les jours. La propriété absorbante du charbon et l'utilité qu'on peut obtenir de cette substance, en l'employant aux fondations des édifices, dans des lieux humides, sont connues depuis longtemps, puisque, selon Diogène-Laërce, l'architecte Théodore proposa d'employer le charbon dans les fondations du temple de Diane à Éphèse, afin que l'eau n'y pût jamais pénétrer. Voilà donc deux mille cinq cents ans que cette propriété du charbon est connue, et cependant c'est à peine si, dans nos temps modernes, on en fait l'application.

bart, de New-York, ont prouvé que le charbon calciné peut être utilisé avec avantage pour purifier les mines, les puits et autres excavations souterraines, de certains gaz irrespirables, notamment de l'acide carbonique. Il a suffi de descendre un chaudron rempli de charbon allumé, à deux reprises, et de le laisser à chaque fois pendant une heure ou deux au fond d'un puits qui contenait de hauteur 5 à 8 mètres de gaz, pour le rendre praticable aux ouvriers.

C'est encore à cause de sa propriété absorbante des gaz, que le charbon est très-propre à enlever aux liquides et aux matières organiques molles les odeurs plus ou moins infectes qu'ils répandent. Qu'on entoure de charbon en fragments ou de braise, le poisson, le gibier ou les morceaux de viande qui commencent à se putréfier; qu'on fasse bouillir dans l'eau pendant quelques minutes, et avec un peu de charbon en poudre, de la chair infecte; qu'on filtre sur cette même poudre de l'eau croupie de mares, de fossés, de l'eau chargée d'essences, de l'eau bouillie avec des choux ou autres végétaux aromatiques, on s'apercevra bientôt que le poisson, le gibier, la viande, l'eau, auront perdu toute odeur, et pourront, dès lors, être employés comme aliments.

N'est-ce pas là, Messieurs, une propriété admirable, qui donne au charbon un nouveau degré d'utilité pour tous les usages de la vie domestique? C'est à Lowitz, marin et chimiste russe, que nous devons la connaissance de cette faculté désinfectante du charbon. Il la signala en 1790 à la Société Économique de Saint-Pétersbourg.

Mais le charbon n'est pas seulement un excellent désinfectant, il agit encore comme un très-bon antiseptique, c'est-à-dire comme empêchant la putréfaction. On peut, en effet, en renfermant des viandes dans de la poudre de charbon bien calciné, les conserver fort longtemps exemptes de toute altération. Lorsqu'on veut transporter au loin des substances animales, des viandes, du gibier, du poisson, le moyen le moins coûteux et le plus assuré pour empêcher qu'elles ne s'altèrent, consiste à les envelopper dans du charbon pulvérisé. Cette poudre est, dans ces cas, doublement efficace; elle empêche le contact de l'air, et, d'un autre côté, elle absorbe l'humidité et les produits de la putréfaction commençante. Cette propriété de conserver les matières animales était connue des anciens Égyptiens qui faisaient usage de la poudre de charbon dans l'embaumement des cadavres.

On sait que le garde-manger le mieux disposé n'empêche pas la décomposition rapide et presque instantanée des substances alimentaires, lorsque la chaleur est forte, l'air stagnant et le temps disposé à l'orage. Il suffit alors quelquefois d'une heure pour altérer la viande la plus fraîche. Le seul moyen de prévenir cet acci-

dent, c'est d'enfouir les substances dans le poussier de charbon, à nu, ou, ce qui est moins bien, après les avoir entourées de linge ou de papier; à la vérité, dans le premier cas, on les retire souillées de charbon, mais on les en débarrasse aisément en les arrosant d'eau fraîche. Si l'infection a fait des progrès, il faut, pour leur restituer leur fraîcheur première, enlever d'abord la superficie de ce qui est gâté, les envelopper ensuite dans un linge, après les avoir totalement recouvertes de charbon lavé, et faire bouillir dans l'eau, pendant une demi-heure, plus ou moins, suivant le degré d'infection; on lave ensuite à l'eau fraîche. Il n'y a plus dès lors aucune trace d'altération.

On est souvent fort embarrassé, pendant l'été, pour conserver du bouillon d'un jour à l'autre. Il s'aigrit dans les meilleurs garde-manger; il contracte presque toujours à la cave un mauvais goût. Qu'on y laisse séjourner un morceau de charbon bien calciné et bien lavé, ou qu'on le fasse bouillir, soir et matin, ce qui est moins commode, on pourra le maintenir en bon état au milieu des plus fortes chaleurs.

Et ce n'est pas seulement le charbon de bois qui jouit de ces remarquables et précieuses qualités; tous les charbons végétaux poreux et le charbon d'os les possèdent au même degré.

C'est parce que le charbon est tout à la fois désinfectant et antiputride, que les médecins le conseillent dans le traitement des ulcères, des plaies gangréneuses, pour faire disparaître la fétidité de l'haleine, pour retarder la carie des dents, etc. C'est un des meilleurs dentifrices. L'usage du charbon pour nettoyer les dents est fort ancien, car l'histoire grecque nous apprend que les femmes, chez les Bretons, se servaient du charbon de coudrier pour entretenir leurs dents propres et belles.

Un chimiste français, Salmon, n'a pas cru se dégrader en s'occupant à appliquer les propriétés désinfectantes et antiputrides du charbon à une industrie dont le titre seul répugne à notre susceptibilité. A l'aide de son procédé, qui date de 1826, le curage des fosses d'aisances n'offre plus les inconvénients et les difficultés qu'il avait autrefois. C'est la boue, la vase qu'on tire du lit des rivières, c'est la tourbe, la sciure de bois, le vieux terreau, le tan, mêlés de terre argileuse qu'on fait servir à la désinfection des fosses. La calcination de ces matières dans des cylindres ou dans des fours appropriés convertit les débris végétaux en charbon, qui reste très-divisé et très-poreux, à cause de son mélange intime avec la terre.

Le charbon, ainsi préparé, est soumis à la pulvérisation, et la poudre, étant blutée, est propre à la désinfection. Celle-ci s'effectue en mêlant un hectolitre de poudre avec un hectolitre de matière fécale. Dès que le

mélange est opéré, toute odeur fétide disparaît. Voici un fait curieux qui prouve à quel point cette désinfection est complète et durable. Darcet, qui assistait, il y a quelques années, au curage d'une fosse par le nouveau procédé, emporta avec lui de la matière désinfectée; il la fit mettre sur une assiette de porcelaine, qu'on présenta dans son salon, où il y avait compagnie ; personne ne put indiquer de quelle nature était la matière qu'on faisait ainsi circuler en grande pompe.

On rend la poudre charbonneuse de Salmon plus efficace encore en y associant, ainsi que je l'ai indiqué, 1/12 de plâtre et 1/12 de couperose. Pour 3 hectolitres de matières fécales, j'emploie 12 kilogrammes de poussier de charbon et 1 kilogramme de chacune des substances précédentes; on achève de solidifier les matières avec de la terre ou de la tourbe, et alors on peut retirer le tout de l'intérieur des fosses, en plein jour, sans qu'il en résulte la moindre incommodité pour les personnes de la maison et du voisinage. Vous pouvez juger par vous-mêmes, Messieurs, de l'efficacité du procédé, par l'échantillon de matière désinfectée que je vous présente.

C'est là une des plus heureuses applications du charbon; car, outre qu'elle assainit le travail le plus insalubre et le plus dégoûtant du monde, elle permet d'utiliser ces matières qui sont pour l'agriculture un excellent engrais. Le *noir animalisé* du commerce, dont on emploie aujourd'hui des quantités immenses en guise de fumier, n'est autre chose que le produit désinfecté des fosses.

Le Conseil de salubrité et l'Académie des sciences ont donné leur approbation au procédé de Salmon. En 1835, l'Institut a décerné à ce chimiste un des grands prix Monthyon, qu'il accorde tous les ans à ceux qui trouvent de nouveaux moyens d'assainir un art, une localité insalubres ou incommodes.

A cette propriété d'enlever complétement leurs odeurs aux substances avec lesquelles il est en contact, le charbon en joint une autre non moins curieuse, dont la découverte appartient encore à Lowitz. Il s'empare, avec une rapidité pour ainsi dire miraculeuse, des couleurs de presque tous les liquides végétaux et animaux. Les sucs des plantes, les décoctions de substances tinctoriales, les vins rouges, les vinaigres, les sirops bruns agités pendant quelques instants avec de la poudre de charbon, ou filtrés sur une couche de cette poudre, perdent complétement, en effet, leur principe colorant, et deviennent aussi clairs et aussi incolores que l'eau.

C'est surtout le charbon d'os qui offre cette propriété décolorante au plus haut degré, comme Figuier, de Montpellier, l'a démontré en 1810; aussi, depuis une quarantaine d'années, a-t-il remplacé le charbon végétal dans toutes les applications qu'on avait faites de ce dernier comme agent décolorant, notamment dans le raffinage des cassonades et la décoloration des sirops de betterave. C'est à Ch. Derosne, Pluvinet et Payen qu'on doit la grande révolution qui s'est opérée dans cette branche importante

de notre industrie. La quantité de charbon animal en poudre ou en grains qu'on emploie dans les raffineries est immense.

L'expérience a appris aux chimistes que le charbon est d'autant plus propre à la décoloration, qu'il est dans un plus grand état de porosité et de division. C'est la raison pour laquelle le noir animal, renfermant tant de substances minérales qui développent davantage sa surface et atténuent ses molécules, a une force décolorante beaucoup plus considérable que le charbon de bois, dans lequel il existe à peine quelques centièmes de cendres.

Pendant longtemps on a pensé que ces charbons agissaient sur les couleurs en les décomposant; cette opinion était erronée. La décoloration est le résultat d'une véritable combinaison des matières colorantes avec le charbon; et ce qui le prouve, c'est que l'on peut, dans certaines circonstances, faire paraître et disparaître les couleurs absorbées. Qu'on mette du charbon en contact avec une décoction de cochenille, il sera facile de constater, après la décoloration du liquide, que le charbon a augmenté en poids d'une quantité égale à celle de la matière colorante enlevée. Je traite devant vous une décoction de bois de Fernambouc par le charbon; vous voyez la couleur disparaître; ce charbon, ainsi chargé du principe colorant, ne cédera rien à l'eau bouillante; mais si je fais agir sur lui une solution légère de potasse, il va abandonner au liquide la couleur à laquelle il s'était uni; vous voyez, en effet, la liqueur reprendre une belle teinte rouge. Je pourrais absorber celle-ci de nouveau par le charbon, puis la lui enlever, sans que la matière colorante subit aucune altération. Donc le noir ne fait que s'unir aux principes colorants, sans changer aucunement leur nature.

Voilà une action toute spéciale qui distingue nettement le charbon des autres agents décolorants. Jusqu'ici je vous ai fait connaître trois corps qui ont la propriété d'enlever les couleurs aux liquides mis en contact avec eux : le *gaz acide sulfureux*, le *chlore* et le *charbon*. Leur manière de se comporter est toute différente. En effet, le gaz acide sulfureux fait disparaître les matières colorantes, très-probablement en les désoxygénant. Le chlore les détruit en les déshydrogénant. Le charbon s'en empare et s'y unit sans leur faire subir d'altération sensible. Du reste, de ces trois agents décolorants, c'est le chlore qui est le plus énergique et le plus général dans son action.

Les propriétés désinfectantes et décolorantes du charbon peuvent être mises avantageusement à profit pour rendre potables les eaux les plus corrompues et les plus sales, pour leur enlever les matières sapides ou odorantes qui en altèrent le goût et en troublent la transparence. Dès 1800, des fontaines dépuratoires par le charbon ont été imaginées par James Smith, Cuchet et Denis

Montfort, dont l'établissement, situé quai des Célestins, à Paris, fournit, depuis cette époque, de l'eau très-pure à l'immense population de la capitale.

Ces sortes de fontaines ne sont pas assez répandues dans les ménages; leur prix est si peu élevé, leur construction est si facile, qu'on ne saurait concevoir l'indifférence du public à les adopter. Leur forme varie à l'infini. Nous donnons ici le modèle (*fig.* 128) d'une petite fontaine domestique, afin de mieux faire comprendre la disposition des filtres dépurateurs.

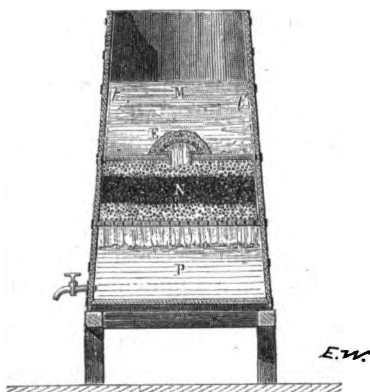
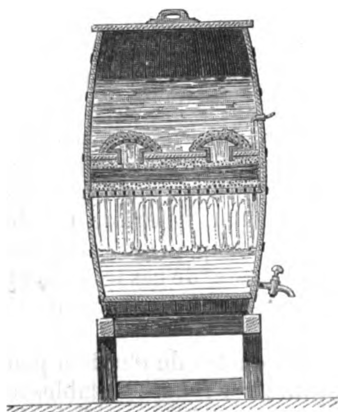


*Fig.* 128.

C'est un vase en bois, en grès ou en métal. L'intérieur est divisé en trois capacités M, N, P, par deux cloisons fixes. La première est garnie à son centre d'une tête d'arrosoir E, percée d'un grand nombre de trous; elle est environnée d'une éponge qui est destinée à retenir les parties les plus grossières des matières suspendues dans l'eau. La deuxième est également percée de petits trous cylindriques. La première capacité reçoit l'eau impure; la deuxième, deux couches de sable séparées par une couche de charbon; la troisième, l'eau épurée qu'on fait couler par le robinet. Contre les parois du vase règnent deux petits tubes *t*, *t'* destinés à faire dégager l'air enfermé dans les espaces N, P, à mesure que l'eau y pénètre.


*Fig.* 129.

Dans les fabriques, dans la maison de l'ouvrier, dans les chaumières, où l'on n'a souvent pour boisson que l'eau de mares, toujours odorante et sapide, de pareilles fontaines peuvent être aisément construites avec un simple tonneau, qu'on pose sur un tréteau, afin de pouvoir tirer l'eau avec plus de facilité (*fig.* 129). Les couches de sable sont placées à la moitié de la hauteur du tonneau, sur un plateau criblé de trous et recouvert d'un drap de laine. Un plateau supérieur les maintient, et porte des champignons percés de trous et entourés d'éponges.

Un pareil tonneau-filtre peut être placé à demeure au milieu d'une mare (*fig.* 130); mais, dans ce cas, les couches filtrantes sont

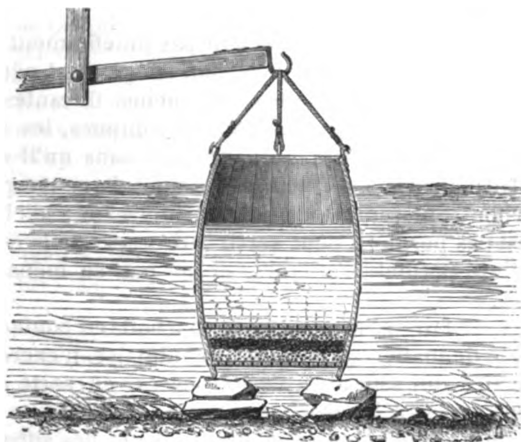


*Fig.* 130.

établies à la partie inférieure du tonneau. On le fait plonger dans l'eau de la mare presque jusqu'à son ouverture supérieure, et il repose d'ailleurs sur quelques grosses pierres ou sur un trépied en bois. On comprend facilement que l'eau de la mare, passant par les trous du fond, percé comme une écumoire, traversera bientôt les couches de sable et de charbon, pour s'élever dans l'intérieur du vase jusqu'à son niveau extérieur, et qu'elle laissera dans le filtre toutes les impuretés et le mauvais goût qui la rendaient impropre à la boisson. On pourra donc puiser en tout temps de l'eau parfaitement pure dans l'intérieur du tonneau, alors même que celle de la mare sera infecte et bourbeuse. Que si le niveau de la mare vient à baisser par suite de l'évaporation, on descendra le tonneau de manière à ce qu'il soit toujours plongé aussi profondément que possible dans l'eau. Pour pouvoir le manœuvrer avec facilité, on établira un système de suspension très-simple, en usage dans une foule de localités pour tirer l'eau des puits. On attachera donc le tonneau, à l'aide de cordes, à l'extrémité d'une longue et forte perche, basculant sur un poteau à la manière d'un fléau de balance ; à l'autre extrémité de ce levier, on placera un contre-poids pour faire équilibre au tonneau. Il sera donc très-aisé de relever celui-ci hors de l'eau ou de l'y faire plonger, suivant le besoin.

Comme le charbon enlève l'air en même temps que les gaz putrides à l'eau qui filtre sur lui, il faut lui restituer cet air après la filtration ; il suffit de l'agiter pendant quelques instants, elle a

bien vite repris celui qu'elle avait perdu. Dans les établissements de filtrage bien disposés, l'eau, au sortir des caisses épuratrices, est déversée sous forme de cascade dans de grands réservoirs, afin d'être aérée.

Les filtres précédents ne jouissent pas indéfiniment de la propriété d'assainir l'eau; après un certain temps il est nécessaire de renouveler le charbon et toutes les couches filtrantes; mais, à moins d'avoir affaire à des eaux bien corrompues, les filtres peuvent fonctionner pendant près de six mois sans qu'il soit nécessaire d'y faire aucun changement. Au bout de ce temps, le sable et le charbon sont remplacés par de nouveaux; le charbon, du reste, n'est pas perdu : il peut servir aux usages de la cuisine. Son prix peu élevé permet, d'ailleurs, de ne pas en ménager la consommation.

Je dois vous faire observer que le charbon, en contact avec une eau chargée de matières végétales ou animales, n'exerce d'action que sur celles qui sont déjà décomposées, en sorte qu'une eau rendue inodore par le charbon peut reprendre son infection, après quelque temps, si elle renferme encore des substances organiques putréfiables, à moins toutefois qu'on ne la laisse en contact avec du charbon, qui absorbe alors les premiers produits de toute dissociation et détruit cette espèce de levain qui ne manquerait pas de devenir la source d'un plus grand mal.

L'eau épurée par le charbon se conserve indéfiniment dans des vases métalliques fermés, ou dans des tonneaux charbonnés intérieurement. C'est dans des tonneaux semblables que Berthollet avait conseillé de renfermer l'eau destinée aux équipages des bâtiments. Ses conseils ont été suivis jusque dans ces dernières années; mais comme l'obligation de charbonner les tonneaux diminuait leur solidité, et que la forme de ces vases ne permettait pas de profiter aussi avantageusement que possible de l'espace qui leur était destiné dans les vaisseaux, on leur a substitué, en Angleterre, des caisses de tôle d'une forme convenable. Bientôt, cependant, on s'aperçut que ces caisses s'altéraient très-promptement, par suite de l'oxydation du fer, déterminée par l'eau. Da-Olmy a paré à cet inconvénient, en les garnissant intérieurement d'un mastic minéral qui empêche toute oxydation, et en plaçant dans l'eau des rognures de fer, qui déterminent la même action sur le liquide que les caisses elles-mêmes; car, pour se conserver pure et potable, l'eau a besoin d'être en contact direct avec le fer.

Une longue expérience a prouvé l'efficacité du moyen imaginé par Da-Olmy. Des caisses expédiées de Brest aux Antilles, et revenues à leur point de départ sans avoir été ouvertes, ont conservé l'eau dans un parfait état de pureté et de limpidité.

Dans les grands établissements de Paris et de Rouen où l'on s'occupe de la filtration de l'eau, on se sert d'un grand nombre de petites caisses prismatiques, doublées en plomb, ouvertes par le haut et contenant à leur partie inférieure une couche de charbon comprise entre deux couches de sable. Quand les eaux de la Seine sont très-chargées de limon, les matières épuratives renfermées dans ces diverses caisses, ou au moins leurs couches supérieures, ont besoin d'être renouvelées ou remaniées tous les jours, et même deux fois par jour.

Chaque mètre superficiel de filtre donne environ 3,000 litres d'eau clarifiée par 24 heures; il faudrait donc 7 mètres superficiels ou 7 caisses cubiques d'un mètre de côté par *pouce fontainier*, et 7,000 caisses pareilles pour le service d'une ville où la consommation serait de 1,000 pouces. Je dois vous dire ici que le *pouce fontainier* représente un débit de 20 mètres cubes d'eau par 24 heures; et comme le mètre cube d'eau contient 1,000 litres, le *pouce fontainier* est donc de 20,000 par 24 heures.

Il y a un moyen très-simple d'augmenter le produit de ces petites caisses : c'est de les fermer hermétiquement et de faire passer l'eau à travers la matière filtrante, non pas à l'aide de son seul poids ou d'une faible charge, mais par l'action d'une forte pression. Cette amélioration a été indiquée, en 1791, par l'Anglais James Peacock; en 1811, par Paul; en 1815, par le comte Réal; en 1817, par Ouarnier; en 1828, par Robert Thom; en 1832, par Chomel; en 1835, par M. Cordier, et c'est elle qui constitue le procédé pour lequel M. H. Fonvielle s'est fait breveter en 1836, et qui est exploité par la Compagnie Française de Filtrage.

Le filtre que M. Fonvielle a construit à l'Hôtel-Dieu de Paris, quoiqu'il n'ait pas 1 mètre d'étendue superficielle, donne par jour, avec 88 centimètres de pression de mercure (1 atmosphère et 1/6), 50,000 litres au moins d'eau clarifiée. Il pourrait même donner 137,000 litres en 24 heures, ou près de 7 pouces fontainiers. Si l'on s'en tient aux premiers nombres, on aurait donc déjà 17 fois plus de produit que par les procédés actuellement en usage.

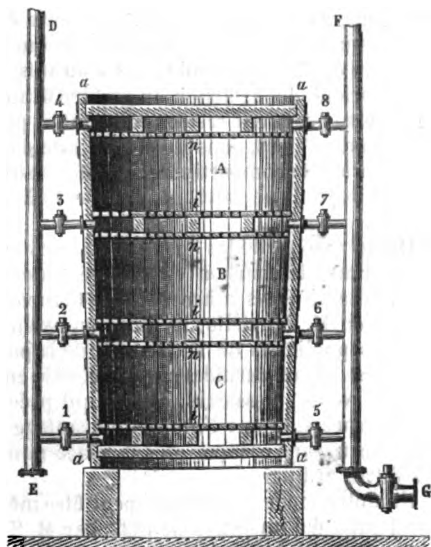


*Fig.* 131.

Voici la disposition actuelle de ce filtre, représenté par la *fig.* 131 en coupe verticale.

La cuve en bois *a a a a* est partagée en trois compartiments A, B, C qui renferment les matières

filtrantes, savoir : des éponges dans le premier, du sable de rivière à diverses grosseurs dans le second, et du charbon végétal grossièrement pilé dans le troisième. Chacune de ces matières repose sur un faux fond troué *i*, *i*, *i*, et est comprimée par un plateau *n*, *n*, *n*. La cuve est exactement fermée de toutes parts, seulement des conduits horizontaux munis de robinets 1, 2, 3, 4, communiquant au tuyau vertical DE, peuvent amener l'eau sale dans chaque compartiment, tandis que d'autres conduits à robinets 5, 6, 7, 8, situés de l'autre côté peuvent déverser l'eau clarifiée dans un tuyau de décharge FG, qui la dirige dans un réservoir général placé sous terre.

Si l'on ouvre le robinet 4, l'eau sale amenée d'un réservoir supérieur par le tuyau DE, entre dans le compartiment A, traverse les couches filtrantes de haut en bas, chasse l'air et sort par le robinet 7 qui est ouvert. Si l'on ouvre ensuite le robinet 3, puis les robinets 2 et 1, l'eau filtre de bas en haut à travers les couches filtrantes contenues dans les compartiments B, C, et sort claire et limpide par le robinet 7, d'où elle coule dans le tuyau de décharge FG, en vertu de la pression donnée par la hauteur du liquide renfermé dans le réservoir supérieur.

Pour purger ces filtres, qui n'exigent pas de nettoyages plus fréquents que les filtres ordinaires, un ouvrier ferme tous les robinets 1 à 7, ainsi que celui du tuyau de décharge FG, et il ouvre un autre robinet adapté sur un second tuyau de décharge, ainsi que le robinet 8. Un deuxième ouvrier ouvre tout à coup et successivement les robinets 4 et 3, qui mettent le dessus et le dessous du compartiment A en communication avec le tuyau DE. Ce compartiment se trouve ainsi traversé brusquement, et en sens opposés, par deux forts courants dont l'effet peut être assimilé à celui du froissement que la blanchisseuse fait éprouver au linge qu'elle manipule ; ces courants, en tous cas, ont certainement la propriété de détacher du gravier filtrant des matières terreuses qui, sans cela, y seraient restées adhérentes, puisque l'eau sort du filtre, par les robinets 7 et 8, dans un état de saleté extrême. On agit de même pour laver les autres compartiments, en fermant les robinets du compartiment déjà nettoyé. Il ne faut pas plus de 15 à 20 minutes pour chaque nettoyage.

On ne renouvelle les éponges et les couches de sable que deux à trois fois par an ; le charbon est changé toutes les semaines.

La ville de Paris a accordé à la Compagnie Française, qui exploite le brevet de M. Fonvielle, la filtration exclusive des eaux de la Seine. Les pompes publiques de la Bastille, de la porte Saint-Denis, etc., sont alimentées d'eaux clarifiées par le procédé en question.

Vous voyez, Messieurs, par ce qui précède, que les appareils filtrants à haute pression ont l'immense avantage de clarifier de grandes quantités d'eau, sans occuper plus de place ni nécessiter plus de dépenses que les filtres ordinaires.

Un autre mode de filtrage, peut-être même supérieur au précédent, est celui qui a été imaginé, en 1837, par M. Souchon. Ce chimiste praticien a reconnu que la laine en bourre (1), et surtout la *laine tontisse*, c'est-à-

(1) Il est convenable de dire ici que dès 1749, Amy avait employé la laine dans la confection de filtres domestiques pour clarifier l'eau. Cet usage de la laine

dire hachée très-menu, est très-propre à la dépuration des eaux bourbeuses. La laine tontisse, qui coûte 40 cent. le kilogramme quand elle est blanche, et 7 cent. seulement quand elle est colorée, n'avait jusqu'alors d'autre emploi que la garniture des dessous de tapis cirés, et la décoration des papiers de tenture qu'on appelle *drapés* ou *veloutés*. L'eau trouble qui filtre à travers cette substance, disposée en couche suffisamment épaisse, sort avec une parfaite limpidité. Dans les appareils de M. Souchon, trois couches de tontisse très-serrées et distinctes sont superposées dans une caisse en bois de $2^m,10$ de long sur $0^m,80$ de large et $0^m,90$ de profondeur. Le filtrage de l'eau à travers ces couches a lieu sous une pression de $0^m,55$. L'eau reçue par le haut sort tout à fait claire au bout de quelques minutes. Un filtre d'une surface de 8 mètres donne 1,300 litres d'eau par minute, quand il y a peu de limon. C'est donc là un débit plus considérable que celui de l'appareil Fonvielle. En été, chaque filtre peut fonctionner utilement pendant 10 heures; alors il est très-sale, il faut renouveler la couche de laine. Quand les eaux sont très-troubles, en hiver, par exemple, le filtre ne peut servir que 4 heures de suite. Les expériences faites en grand avec l'appareil Souchon, qui fonctionne depuis plusieurs années dans la pompe publique du pont de Notre-Dame, aux bains du Louvre et dans le grand établissement de teinture de M. Boutarel, situé île Saint-Louis, à Paris, ont démontré la grande supériorité de ce procédé. C'est celui qu'on doit adopter de préférence dans les fabriques où l'on a besoin de grandes masses d'eau claire (1).

M. Diericke ayant appris que le propriétaire du brevet pour le filtre Souchon avait demandé 10,000 fr. à un industriel pour une licence individuelle, a imaginé immédiatement, en 1841, un filtre qui en diffère, en ce qu'il se nettoie avec une grande facilité et ne touche en rien au brevet Souchon. Il s'agit tout simplement de faire passer l'eau à travers deux masses de feutre épaisses de plusieurs centimètres, entre lesquelles est placé un lit de charbon. Il y a longtemps que les pharmaciens se servent de filtres en feutre; mais jamais on n'avait songé à faire des blocs de feutre de plusieurs centimètres d'épaisseur. Cette idée trouvera une foule d'autres applications en industrie.

M. Tard a construit, en 1842, un appareil clarificateur qui consiste en une espèce de marmite coupée au milieu de sa hauteur par deux diaphragmes percés de trous, contenant entre eux une couche d'étoupes de 4 à 5 centimètres, et par-dessus une autre couche de 3 centimètres de carton grossier et poreux. Le fond de l'appareil étant mis en communication avec un réservoir supérieur, l'eau de celui-ci filtre avec rapidité par ascension à travers la matière filtrante pour venir au-dessus de l'appareil. Une marmite de 68 centimètres de diamètre fournit 1,500 hectolitres d'eau claire et épurée pendant 48 heures de marche. Après ce

---

serait encore bien plus ancien, puisque Strabon laisse à entendre que certains peuples de l'Asie Mineure se servaient d'une peau de mouton non dégraissée pour filtrer l'eau bourbeuse.

(1) Voir, pour plus de détails sur le filtre Souchon, le rapport fait par Soubeiran à l'Académie royale de médecine. — *Technologiste*, t. 3, p. 159 (1842).

temps, il faut nettoyer les couches filtrantes. L'appareil de M. Tard fonctionne à l'hôpital Beaujon de Paris.

M. Lentaigne a présenté à la Société d'Encouragement, dans la séance du 19 octobre 1842, un appareil à clarifier l'eau, dont la matière filtrante consiste dans des chiffons de calicot blanc, effilochés et battus à moitié dans un cylindre.

Enfin, M. Stuckey, de Londres, a établi dans sa fabrique un filtre qui se compose d'une couche d'éponges fortement comprimées entre deux diaphragmes percés de trous, contenus dans une caisse en bois. L'eau à filtrer s'élève de bas en haut à travers la couche d'éponges. Un lit de charbon étant placé entre les éponges, on peut épurer les eaux chargées de matières putrides. Un appareil de ce genre, d'une capacité de 2 mètres cubes, a pu filtrer en 24 heures de 13 à 18,000 mètres cubes d'eau.

Je ne quitterai pas la question si importante de la *dépuration de l'eau*, sans vous rappeler qu'une simple couche de sable de rivière peut, à la rigueur, servir à dépouiller l'eau de toutes les matières en suspension qui en troublent la transparence. Il y a des *grès poreux* qui laissent filtrer l'eau à travers leur masse, et qui lui donnent une grande limpidité. Réduits en plaques minces, ces grès sont employés pour construire des fontaines filtrantes très en usage dans les ménages aisés. Mais il faut bien se rappeler que ces fontaines en sable et en grès, ainsi que les divers autres modes de filtrage dont j'ai parlé précédemment, tout en clarifiant les eaux troubles et sales, sont insuffisants pour leur enlever l'odeur et la saveur que leur ont communiquées des matières organiques en putréfaction, et ne peuvent enfin rendre potables les eaux dormantes des fossés, des mares, des étangs, les eaux de rivières pendant les fortes chaleurs et au moment des basses eaux. Le charbon seul jouit de cette propriété ; en sorte que dans tous les appareils de clarification, il faut toujours introduire du charbon en suffisante quantité, si l'on veut obtenir l'eau dans son plus grand état de pureté possible.

L'eau est d'une nécessité si absolue pour les besoins de la vie, et il est si rare de l'avoir pure et agréable à boire, qu'on me pardonnera de m'être arrêté si longtemps sur les moyens de l'approprier aux usages domestiques. Tant de gens n'ont pas d'autre boisson, qu'il faut bien leur apprendre à la purifier et à la conserver.

### Des propriétés chimiques du Carbone.

Maintenant que les propriétés physiques du carbone sous ses différents états nous sont connues, examinons ses propriétés chimiques. Sous ce nouveau point de vue, il ne nous offrira pas moins d'intérêt.

Quelle que soit son origine, quelles que soient les modifications physiques qu'il présente, le carbone possède les mêmes caractères chimiques.

Le carbone pur, qui est insipide et inodore, est complétement fixe et infusible au feu le plus violent de nos fourneaux, quand on opère en vases clos, c'est-à-dire hors du contact de l'air. C'est en

raison de cette infusibilité et de son peu de conductibilité du calorique, qu'on emploie très-souvent le charbon ordinaire pour entourer les fourneaux, afin d'y concentrer la chaleur ; qu'on s'en sert avec succès pour brasquer les creusets qui doivent être exposés à une haute température.

Mais le carbone n'est ni infusible ni fixe d'une manière absolue, ainsi que l'ont démontré les belles expériences de M. Despretz. Les trois sources les plus puissantes de la chaleur sont le soleil, le courant électrique et la combustion. En réunissant ces trois sources, il était évident qu'on devait agrandir les effets obtenus jusqu'à présent. C'est ce qu'a réalisé M. Despretz en 1849-1853, puisque sous l'influence de l'énorme température provenant de ces trois sources différentes de chaleur, il est parvenu à produire la fusion et la volatilisation des corps réputés jusqu'ici pour être les plus infusibles et les plus fixes ; il a fondu et volatilisé le carbone. Avec une pile électrique de 500 éléments, il a obtenu les mêmes résultats ; il a réduit le charbon, le diamant en vapeurs, et ces vapeurs, en se condensant, ont fourni une poussière noire ; il a également converti ces corps en globules fondus, vitreux et transparents.

Toutes les fois que le carbone est mis en contact avec le gaz oxygène ou l'air atmosphérique, à une température élevée, vous savez qu'il absorbe l'oxygène avec un dégagement de chaleur et de lumière fort considérable, qu'il disparaît complétement sans laisser de résidu, et qu'il se trouve alors converti en acide carbonique.

L'appareil suivant (*fig.* 132) est très-commode pour vérifier ce fait

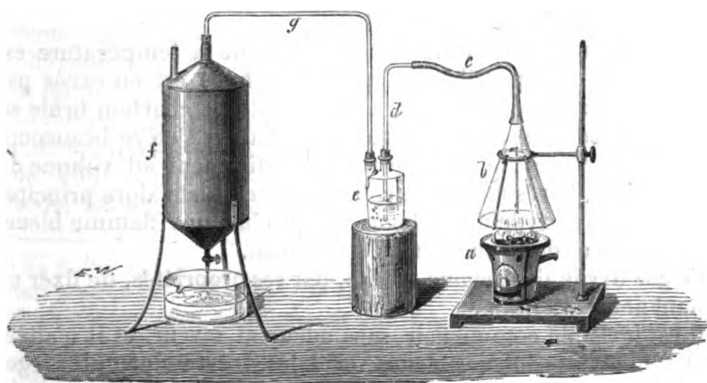



*Fig.* 132.

important. Au-dessus d'un fourneau *a*, où du charbon brûle, on place à

demeure un large entonnoir de verre *b*, au bec duquel est adapté un tube en caoutchouc *c*, qui le met en communication avec le tube *d* qui

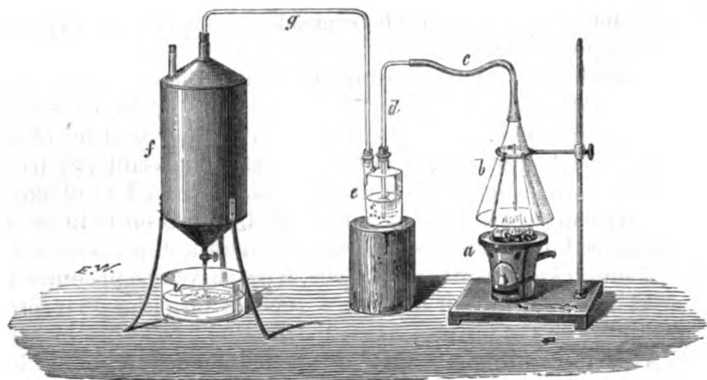



*Fig.* 132.

plonge dans de l'eau de baryte. Du vase *e*, qui contient celle-ci, s'élève un tube *g*, deux fois recourbé, qui entre dans un aspirateur *f*.

Lorsqu'on fait écouler l'eau qui remplit ce dernier, les gaz de la combustion sont fortement attirés, et l'on voit qu'ils sont presque entièrement absorbés par l'eau de baryte qui blanchit et dépose bientôt une poudre blanche et lourde, qu'il est facile de reconnaître pour du *carbonate de baryte*.

Mais ce que vous ignorez encore, c'est que, pendant cette combustion, il se forme souvent un autre composé gazeux non acide, que les chimistes ont nommé, à cause de cela, GAZ OXYDE DE CARBONE ou OXYDE CARBONIQUE.

Ce nouveau gaz se produit surtout lorsque la température est aussi élevée que possible, et que le carbone est en excès par rapport à l'oxygène. Lorsque, par exemple, le charbon brûle en grande masse dans un fourneau où la chaleur s'élève beaucoup, et où le courant d'air est trop faible relativement au volume du combustible, le résultat de la combustion consiste alors principalement en gaz oxyde de carbone, qui produit une flamme bleue, visible au haut de la cheminée du fourneau.

Ce gaz oxyde de carbone mérite, par ses propriétés, de fixer un instant notre attention.

Il est invisible comme l'air, sans odeur ni saveur, et il n'altère aucunement les couleurs bleues végétales. Il est un peu plus léger que l'air atmosphérique, puisque sa densité n'est que de 0,96. Le décimètre cube pèse 1 gr 25.

Il ne peut entretenir la combustion. Respiré en petite quantité,

il produit des effets funestes sur l'économie animale, en agissant principalement sur le système nerveux. Il provoque la perte du sentiment, le vertige, une débilité extrême, des douleurs aiguës dans les différentes parties du corps, et détermine une asphyxie complète, suivie assez promptement de la mort. Son action délétère est beaucoup plus prononcée que celle de l'acide carbonique; aussi, dans les cas d'asphyxie par les vapeurs de la *braise* (1) ou du charbon, est-ce principalement lui qui agit. En effet, l'acide carbonique ne rend l'air complétement irrespirable que lorsqu'il forme à peu près le tiers du mélange, tandis que l'air devenu mortel par les vapeurs de la braise n'en renferme pas au delà de 4 à 5 p. 0/0.

Voici, par exemple, la composition de l'air d'une chambre où de la braise avait brûlé seulement pendant 35 minutes; cet air asphyxiait les animaux. Je place en regard la composition d'un air rendu asphyxiant par l'introduction directe de l'acide carbonique :

| | Air asphyxiant par les gaz du charbon. | Air asphyxiant par l'acide carbonique. |
|---|---|---|
| Oxygène | 19,19 | 16,00 |
| Azote | 75,62 | 53,60 |
| Acide carbonique | 4,61 | 30,40 |
| Oxyde de carbone | 0,54 | 0,00 |
| Hydrogène carboné | 0,04 | 0,00 |
| | 100,00 | 100,00 |

On voit bien, par là, que dans le premier cas, ce ne sont pas les 4,61 d'acide carbonique qui rendaient l'air de la chambre irrespirable et toxique pour les animaux, mais bien l'oxyde de carbone qui s'y trouvait mêlé. C'est M. Félix Leblanc qui a mis en évidence, par des expériences variées, la véritable cause de l'asphyxie par les vapeurs du charbon brûlant dans un appartement fermé.

Il convient donc d'aérer les cuisines, les endroits où l'on allume du charbon ou de la braise, afin de ne point être incommodé. Vous comprendrez facilement, Messieurs, par tout ce qui précède, les dangers que courent tous ceux qui, dans l'intention

(1) La *braise* de boulanger n'est qu'un charbon éteint et en partie consumé. On croit généralement que la braise enflammée n'offre pas le même danger d'asphyxie que le charbon ordinaire; c'est une erreur qu'il importe d'autant plus de dissiper que chaque année elle coûte la vie à plusieurs personnes. C'est encore une erreur de croire qu'en plaçant un morceau de fer sur le brasier ou en le couvrant de cendres, on empêche la braise de produire des vapeurs malfaisantes. Quelques personnes pensent que, pour éviter tout danger, il suffit de quitter la chambre aussitôt que la braise est allumée, et de n'y rentrer qu'après que celle-ci est éteinte; c'est également une erreur.

de conserver une douce chaleur pendant la nuit dans leur chambre à coucher, ont l'imprudence de fermer le tuyau du poêle où le combustible n'est pas complétement consumé, ou qui font usage de ces mauvais calorifères dans lesquels il n'y a aucune issue pour porter au dehors les produits de la combustion. Les *braseros* des Espagnols et des Italiens ne sont pas moins dangereux. N'oubliez jamais que 1 kilogr. de braise ou de charbon, en combustion libre, peut rendre asphyxiant l'air d'une pièce fermée de 25 mètres cubes, et que, d'ailleurs, la braise est le combustible qui, suivant Ebelmen, donne lieu au dégagement le plus abondant d'oxyde de carbone.

Ce dernier gaz prend subitement feu dans l'air atmosphérique par l'approche d'un corps enflammé. Il brûle avec une belle flamme bleue, peu intense, et se transforme entièrement, en absorbant autant d'oxygène qu'il en contient déjà, en gaz acide carbonique; aussi, après la combustion, le gaz qui reste dans la cloche rougit la teinture de tournesol, trouble et blanchit l'eau de chaux, ce qu'il ne faisait pas auparavant.

Cette conversion de l'oxyde de carbone en acide carbonique peut être opérée d'une manière plus prompte et avec des phénomènes plus remarquables, en enflammant un mélange du premier et de gaz oxygène pur. Dans ce cas, les deux gaz s'unissent avec un grand dégagement de chaleur et de lumière et une détonation. L'expérience ne doit être tentée que sur de petites masses du mélange, qu'on doit renfermer dans un flacon en cristal à parois très-épaisses. Il ne faut que 1/2 volume d'oxygène pour changer 1 volume d'oxyde de carbone en acide carbonique. Or, celui-ci étant formé de 1 volume d'oxygène et de 1 volume de carbone supposé en vapeur, il en résulte que l'oxyde de carbone renferme moitié moins d'oxygène que l'acide carbonique, et qu'il doit être représenté dans sa composition par 1 volume de carbone en vapeur, et un 1/2 volume d'oxygène, condensés en un seul volume.

En poids, voici les différences entre les deux gaz :

| | Gaz acide carbonique. | Gaz oxyde de carbone. |
|---|---|---|
| Carbone.............. | 27,27 | 42,86 |
| Oxygène.............. | 72,73 | 57,14 |
| | 100,00 | 100,00 |

Le gaz oxyde de carbone a été découvert par Priestley, mais ce n'est qu'en 1802 que sa véritable nature et sa composition ont été bien reconnues par un autre chimiste anglais, Cruikshank, de Woolwich.

On peut reconnaître, à l'aide d'une expérience très-simple, que

l'oxyde de carbone et l'acide carbonique se produisent presque toujours simultanément dans la combustion du carbone. Il suffit, en effet, de faire passer un courant d'air à travers une masse de charbon renfermée dans un tube de porcelaine porté à la chaleur rouge. Le gaz recueilli dans des cloches pleines d'eau, au sortir du canon, jouit de la propriété de blanchir l'eau de chaux, ce qui indique la présence de l'acide carbonique, et, après ce traitement, ce qui reste s'enflamme par le contact d'une bougie, et brûle avec une flamme bleue, en se transformant en acide carbonique, caractère du gaz oxyde de carbone.

Si, dans cette expérience, on remplace le courant d'air par un courant d'acide carbonique, produit dans un flacon mis en communication avec le tube de porcelaine, ainsi qu'on le voit dans la figure 133, l'acide carbonique, en cédant la moitié de son

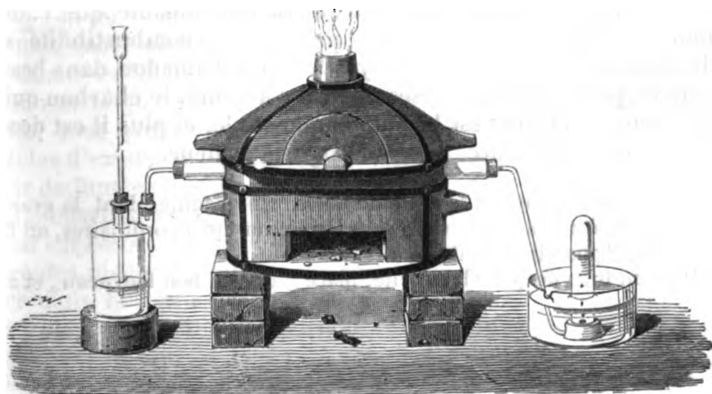


*Fig.* 133.

oxygène au charbon incandescent, passe à l'état d'oxyde de carbone en même temps que le charbon qui s'oxyde, en sorte que le gaz qu'on recueille dans les cloches pleines d'eau est à la fois le produit d'une désoxygénation et d'une oxydation ; son volume est exactement le double de celui de l'acide carbonique employé.

C'est un phénomène de ce genre qui a lieu dans tous les fourneaux à courant d'air forcé, et, en général, dans tous les appareils où une quantité d'air limitée se trouve en contact pendant un certain temps avec un excès de charbon porté à la température rouge ; près de l'ouverture du foyer, où l'air afflue, c'est de l'acide carbonique qui se forme ; mais dans les parties supérieures, les gaz se trouvant dépouillés d'oxygène, la combustion ne peut plus s'effectuer qu'aux dépens de l'acide carbonique fortement chauffé qui se change alors en oxyde de carbone, en produisant un abais-

sement considérable de température. C'est donc toujours dans les parties basses des fourneaux remplis de charbon, près des grilles que traverse l'air, que la température est le plus élevée.

L'état physique du carbone influe beaucoup sur sa combustibilité. Elle est d'autant plus grande que ce corps a une densité plus faible et une texture moins serrée. Voilà pourquoi les charbons des substances organiques brûlent plus facilement que la houille, l'anthracite, la plombagine et le diamant, et pourquoi, parmi les premiers, on trouve encore tant de différences dans la facilité avec laquelle s'opère leur combustion. C'est ainsi que les charbons qui proviennent de bois légers, et qui sont très-légers eux-mêmes, sont beaucoup plus combustibles que ceux qui sont fournis par des bois denses et compactes. Les charbons de saule, de peuplier, de charme, de chènevottes, sont bien plus faciles à brûler que ceux de chêne, d'orme, de buis, d'acajou, etc. ; le bois mort et à moitié pourri donne un charbon roux aussi inflammable que l'amadou. Tout le monde connait la prodigieuse combustibilité du charbon de vieux linge, employé en place d'amadou dans beaucoup de pays. Toutes choses égales d'ailleurs, le charbon qui a été le moins chauffé est le plus combustible, et plus il est dense et serré dans sa texture, plus il dégage de chaleur.

Lorsqu'on veut brûler le diamant ou la plombagine, dont la grande densité empêche la combustion dans les circonstances ordinaires, on fait usage de l'appareil suivant (*fig.* 134) :

C'est un tube de porcelaine luté, placé dans un bon fourneau, et au-

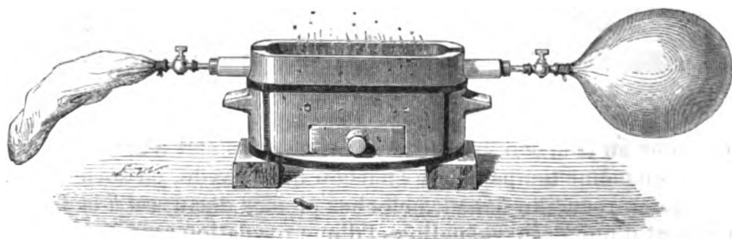


*Fig.* 134.

quel sont adaptées, au moyen de petits tubes de verre, deux vessies, l'une pleine de gaz oxygène, et l'autre vide. Le diamant ou la plombagine est renfermé au milieu du tube, qu'on maintient au rouge pendant toute la durée de l'opération. On fait passer et repasser le gaz à travers ce tube, en comprimant alternativement les deux vessies. Ce n'est qu'au bout d'un temps assez long que le diamant ou la plombagine disparaît en transformant l'oxygène en acide carbonique sans changer son volume.

Lavoisier et sir H. Davy ont opéré la combustion du diamant en le plaçant au centre d'une grande cloche pleine d'oxygène, et en faisant tom-

ber sur lui les rayons solaires accumulés au moyen d'une forte lentille. Le diamant brûle avec une lumière tranquille et d'un rouge si brillant, qu'elle est visible dans la plus grande clarté du soleil. La chaleur développée est si considérable, que des fils fins de platine se fondent, même lorsque le foyer de la lentille n'est plus dirigé sur le corps combustible.

Si le charbon ordinaire brûle avec flamme, c'est uniquement parce qu'il renferme un peu d'hydrogène dans ses pores, car, lorsqu'il en est privé par une forte calcination, il ne produit que de la chaleur; il rougit comme le diamant, mais sans s'embraser.

Le carbone, à la température ordinaire, est inaltérable par l'air. Voilà pourquoi les encres et les peintures noires, dont la base est le charbon, se conservent éternellement, comme l'attestent les manuscrits trouvés à *Herculanum*, ancienne ville d'Italie, qu'une éruption du Vésuve, arrivée le 24 août de l'année 79 de l'ère chrétienne, ensevelit sous un déluge de cendres, en même temps que deux autres villes voisines, *Pompeïa* et *Stabia*. Les caractères des manuscrits qu'on a retirés des décombres, dans ces dernières années, sont parfaitement visibles, bien qu'ils aient près de vingt siècles d'existence ; ils ont été tracés avec une encre composée de noir de fumée délayé dans de l'eau gommée.

Le charbon est également inaltérable dans la terre humide, et c'est sur cette propriété que repose l'usage de charbonner la surface des pièces de bois, des pieux, des pilotis, qui doivent séjourner dans la terre ou dans l'eau. Les anciens connaissaient bien cette incorruptibilité du charbon ; nous avons beaucoup de preuves des avantages qu'ils savaient en tirer. Je n'en citerai que deux : En retirant, dans ces derniers temps, les pilotis de l'antique temple de Diane, à Éphèse, on a reconnu qu'ils avaient été carbonisés. Il y a une soixantaine d'années environ qu'on a trouvé une grande quantité de pieux de chêne dans le lit de la Tamise, à l'endroit même où Tacite rapporte que les Bretons enfoncèrent des pilotis pour arrêter le passage de César et de son armée. Ces pieux, très-fortement carbonisés, avaient tout à fait conservé leur forme et étaient très-durs.

Les vieux arbres attaqués de pourriture et sillonnés de crevasses peuvent être préservés de toute altération ultérieure, par la carbonisation de l'intérieur de leur tronc à une profondeur de quelques millimètres (1).

(1) Il résulte des nombreuses expériences de M. Hartig, maître particulier des eaux et forêts en Prusse, qu'en donnant plusieurs couches de goudron bouillant de pin ou de houille aux pieux charbonnés qu'on veut enterrer, on est bien plus assuré de les voir résister à la pourriture. Ce moyen économique, qui convient particulièrement pour les tuyaux de conduite en bois placés sous terre, pour les

Le charbon ordinaire ne commence à brûler, généralement, qu'à la température de + 240°. Cependant, quand il est dans un grand état de division, et tel est celui qu'on prépare dans les poudreries par la trituration du charbon de bois de bourdaine, dans des tonnes, avec des gobilles de bronze, il est susceptible de s'enflammer spontanément au contact de l'air. Des inflammations spontanées de charbon ont eu lieu, en 1802, à la poudrerie d'Essonne; en 1824, à celle du Bouchet; en 1825, à celle d'Esquerdes; en 1828, à celle de Metz. M. le colonel Aubert s'est livré à beaucoup de recherches pour découvrir les causes de ce singulier phénomène, qui peut avoir des conséquences si funestes. Il a constaté que cette propriété dépend de la faculté qu'a le charbon d'absorber et de condenser l'air atmosphérique dans ses pores.

Dans les masses de plus de 30 kilogrammes elle détermine une élévation de température de + 170 à 180°. Le charbon le plus *pyrophorique*, c'est-à-dire inflammable spontanément, est celui qui a été rapidement distillé. Le charbon, au sortir des meules, est très-pyrophorique, et, quand on l'introduit dans les halles avant de l'avoir laissé complétement refroidir, il arrive souvent qu'il s'embrase spontanément. On a observé à plusieurs reprises, à Paris, des incendies qui s'étaient manifestement développés dans des amas de charbon de bois ou de poussier placés dans des caves.

Le noir de fumée, la houille, les lignites, le charbon de tourbe, présentent fréquemment le même phénomène. Le navire anglais *Catherine-Long* a failli être brûlé en pleine mer, en 1826, par suite de l'inflammation spontanée de tonneaux de noir de fumée qu'il portait dans sa cale. Le navire *le Sylvain*, allant de Boulogne à Cette avec un chargement de charbon de terre, a été consumé en pleine mer, le 22 septembre 1842, par suite de l'inflammation spontanée du charbon, humecté par une voie d'eau (1).

Le carbone est tout à fait insoluble dans l'eau et les autres liquides. A une température élevée, il possède la faculté de décomposer l'eau, en s'unissant isolément avec chacun de ses élé-

---

corps de pompe plongés dans les puits, pour les tuteurs, les échalas, les perches à houblon, les palissades, les clôtures, les barrières, et en général pour tous les bois exposés à la pourriture, commence à être employé chez nous. Il mérite toute confiance.

(1) Dès 1757, Duhamel rapportait à l'Académie des sciences plusieurs exemples d'incendies occasionnés par cette inflammation spontanée de la houille. Il dit, entre autres choses, qu'il était reconnu que le charbon de terre brûlait souvent à fond de cale, dans les vaisseaux qui l'apportent, lorsque la traversée est longue, ou que le gros temps empêche d'ouvrir les écoutilles. Les mêmes faits se reproduisent à chaque instant dans nos bateaux à vapeur. Toutes les fois, en outre, que la houille est entassée humide, et qu'elle est exposée à la continuité des pluies, surtout lorsqu'elle est légère et oxygénée, elle est plus susceptible de prendre feu spontanément.

ments. Ce résultat se constate aisément, en faisant passer de la vapeur d'eau à travers un tube de porcelaine AB (*fig.* 135) rouge de feu,

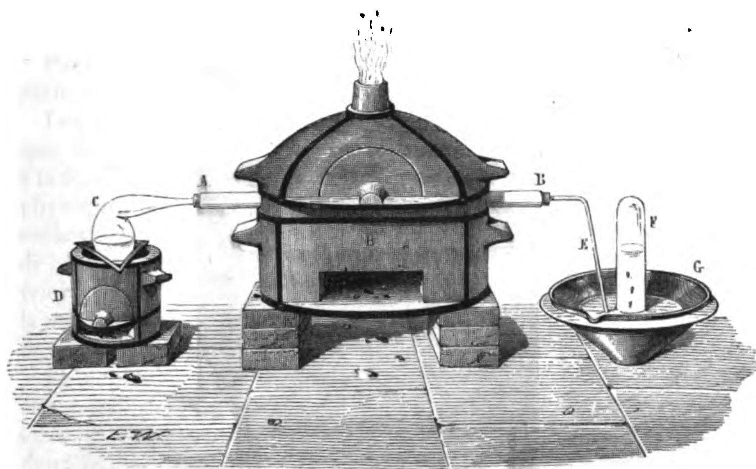



*Fig.* 135.

contenant du charbon calciné en petits fragments, et muni à l'une de ses extrémités d'un tube E propre à conduire les gaz sous des cloches F pleines d'eau. On recueille sous celles-ci un gaz qui est un mélange, en proportions variables, d'acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène, et d'un autre composé d'hydrogène et de charbon qu'on appelle, pour cette raison, *gaz hydrogène carboné.*

On peut faire cette opération d'une manière plus simple, en introduisant, au moyen d'une pince (*fig.* 136), du charbon incandescent sous une grande cloche pleine d'eau. A l'instant, il se produit un volume assez considérable de gaz analogues aux précédents. On reconnaît qu'ils renferment beaucoup de gaz combustibles, en les lavant d'abord avec de l'eau de chaux, pour absorber l'acide carbonique, et en les mettant ensuite en contact avec une bougie enflammée. Ils brûlent aussitôt avec une belle flamme bleuâtre.

C'est à cause de la décomposition de l'eau par le charbon rouge, et de la production de gaz aussi combustibles que l'oxyde de carbone et l'hydrogène carboné, qu'une petite quantité de ce liquide projetée sur un brasier augmente l'intensité de la combustion au lieu de la ralentir. C'est ce que l'expérience a appris depuis longues années aux forgerons et aux serruriers, qui mettent ce principe en usage à chaque instant. Vous savez, en effet, qu'ils aspergent de temps en temps, avec un goupillon, le charbon qu'ils veulent mieux enflammer dans leurs forges. Vous

comprenez maintenant, d'après cette explication, le mal qu'on occasionne dans les incendies, en ne faisant arriver sur les matières embrasées que de petites quantités d'eau. Lorsqu'on fait agir les pompes pour arrêter les progrès du feu, il faut projeter le plus grand volume d'eau

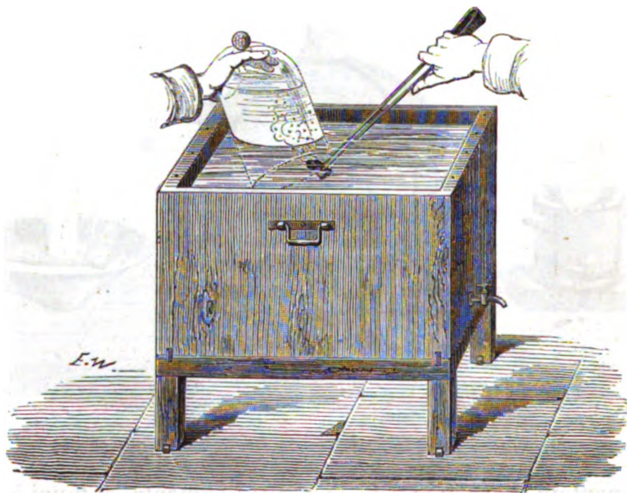


*Fig.* 136.

possible, ou s'arrêter, si l'on ne peut disposer que d'une faible quantité de liquide; car, dans ce dernier cas, on fait plus de mal que de bien, puisqu'on laugmente la vivacité du feu; puisqu'on fournit aux corps combustibles un nouvel aliment dans l'oxygène de l'eau, qui se trouve décomposée par le charbon rouge.

Ceci est une nouvelle preuve, Messieurs, que la science est bonne à connaître, même dans les opérations qui semblent les plus simples. C'est parce qu'on ignore ses principes qu'on commet journellement tant de fautes si faciles à éviter, et qu'on compromet souvent, d'une manière déplorable, les intérêts les plus chers.

Nous venons de parler, il n'y a qu'un instant, d'un gaz formé d'hydrogène et de carbone. C'est ici le lieu d'examiner les composés qui résultent de l'union de ces deux éléments.

Ces composés, auxquels on donne le nom général de CARBURES D'HYDROGÈNE, sont assez nombreux, puisqu'on en distingue plus de cent espèces différentes. Tous présentent un haut degré d'intérêt, en raison des circonstances naturelles ou fortuites au milieu desquelles ils prennent naissance, et aussi par les applications qu'on a su faire de leurs propriétés particulières à l'industrie et à l'économie domestique. La plupart, en effet, servent ou peuvent servir à l'éclairage; quelques-uns entrent dans la composition des ver-

nis et des peintures; plusieurs autres deviennent, entre les mains des médecins, des remèdes efficaces.

Tous ont une origine organique, c'est-à-dire qu'ils ont été formés pendant l'acte même de la végétation, ou qu'ils proviennent de la décomposition des substances organiques par différents agents.

Parmi ces composés, quelques-uns sont gazeux, d'autres solides, mais le plus grand nombre est à l'état liquide.

Les personnes étrangères à la science ne penseraient jamais que les mêmes éléments, le carbone et l'hydrogène, concourent à la formation de substances aussi différentes par leurs propriétés physiques que la *gomme élastique* ou *caoutchouc*, les huiles concrètes de rose, de menthe poivrée, d'anis; les essences de citron, de cédrat, de limette, de térébenthine, de poivre noir, de genévrier, etc.; le naphte et le pétrole, bitumes si communs dans la nature; enfin le gaz de l'éclairage, et celui qui sort de la vase des marais et dans les mines de houille.

Et cependant, pour le chimiste, il est bien constant que ces composés si divers ne sont que des variétés de CARBURE D'HYDROGÈNE, différant seulement entre elles par les proportions de leurs deux principes constituants. Il y a plus même, et ce n'est pas un des faits les moins curieux découverts par la chimie moderne; quelques-uns de ces carbures d'hydrogène contiennent les mêmes proportions de carbone et d'hydrogène, quoique leurs caractères, tant physiques que chimiques, soient fort différents, et parfois même tout à fait opposés.

C'est ainsi, par exemple, que :

| | | |
|---|---|---|
| L'huile concrète de roses<br>et le gaz retiré de la houille.... | contiennent | 4 molécules de carbone,<br>4 molécules d'hydrogèn. |
| L'essence de citron, si suave<br>et l'essence de copahu, si infecte | contiennent | 10 molécules de carbone,<br>8 molécules d'hydrogèn. |
| L'essence de térébenthine<br>et l'essence de genièvre........ | contiennent | 20 molécules de carbone,<br>16 molécules d'hydrogèn. |

Si bien qu'on peut dire que, dans chacun de ces trois groupes, les deux composés mis en regard, se ressemblent autant, sous le rapport du nombre et des quantités pondérales de leurs composants, que se ressemblent deux gouttes d'eau.

N'est-ce pas là, Messieurs, de ces singularités, de ces phénomènes merveilleux qu'il n'était donné qu'à la chimie de nous faire connaître? Quelle autre science eût pu nous apprendre qu'un simple changement dans le mode de rapprochement ou de condensation des molécules des corps peut influer d'une manière si prononcée sur les caractères essentiels, sur l'aspect des substances dont la nature intime est identique? Assurément, la dé-

couverte de lois naturelles aussi remarquables est bien faite pour expliquer cette admiration profonde et cet enthousiasme sans cesse renaissant que professent les chimistes pour leur science favorite.

Vous devez facilement comprendre que, pour arriver à constater des faits aussi étranges, les chimistes modernes doivent posséder des méthodes d'expérimentation bien puissantes et bien délicates. Il y a quarante ans, de pareilles découvertes étaient impossibles; aujourd'hui, grâce aux progrès de la science, ce n'est plus qu'un jeu; chaque jour, d'ailleurs, dans nos laboratoires, nous découvrons des phénomènes non moins dignes d'intérêt.

Le nombre des corps qui présentent cette particularité d'avoir, avec la même composition chimique, des propriétés différentes, s'accroît de plus en plus. On les appelle, d'une manière générale, CORPS ISOMÈRES, c'est-à-dire formés de parties semblables. Il est évident que c'est au mode d'arrangement de leurs molécules élémentaires, à la manière dont elles sont groupées, qu'il faut rapporter les différences que les CORPS ISOMÈRES présentent dans leurs propriétés physiques et chimiques.

Nous nous garderons bien de faire, en ce moment, l'histoire de tous les carbures d'hydrogène, attendu que vous ignorez encore la nature des matières qui fournissent la plupart d'entre eux, ou qui servent à les préparer. Nous n'étudierons maintenant que deux de ces composés, qui affectent la forme de gaz, et qui, par leurs applications ou les circonstances de leur formation, présentent un immense intérêt. L'un porte le nom d'*hydrogène carboné;* l'autre, celui d'*hydrogène bicarboné*, parce qu'il renferme deux fois autant de carbone que le premier, pour la même quantité d'hydrogène. Voici, en effet, quelle est leur composition :

| | HYDROGÈNE CARBONÉ | | HYDROGÈNE BICARBONÉ | |
|---|---|---|---|---|
| | en volumes. | en poids. | en volumes. | en poids. |
| Carbone ..... | 1 | 75,00 | 2 | 85,72 |
| Hydrogène ... | 2 | 25,00 | 2 | 14,28 |
| | 1 vol. | 100,00 | 1 vol. | 100,00 |

Ce n'est que dans la prochaine leçon que nous pourrons entamer l'étude de ces deux gaz si importants.

# QUATORZIÈME LEÇON.

## DU CARBONE (SUITE).

SOMMAIRE. — Des *gaz hydrogène carboné* et *bicarboné*. — De leurs applications curieuses. — De l'art de l'ÉCLAIRAGE AU GAZ. — Fabrication du gaz de la houille. — Nombreux produits de la distillation de cette substance. — Du *goudron de houille* et de ses emplois. — Du *gaz à l'eau* et du *gaz-platine*. — Du SULFURE DE CARBONE.

### De l'Hydrogène carboné.

Ce gaz, qui est incolore, insipide et inodore, est, après l'hydrogène, le plus léger des fluides élastiques, puisqu'il ne pèse que 0,553. Un décimètre cube a pour poids 0gr.,715. Il n'a aucune action sur la couleur du tournesol, et jusqu'à présent il n'a pu être liquéfié.

Il ne peut entretenir ni la combustion, ni la respiration, mais il s'enflamme par l'approche d'une bougie en ignition, et brûle avec une lumière jaunâtre assez faible. Il détone violemment par le contact d'un corps enflammé, lorsqu'il est mêlé avec le double de son volume de gaz oxygène. Dans ces deux circonstances, l'oxygène pur ou celui de l'air, en s'unissant aux deux éléments du gaz hydrogène carboné, donne naissance à de l'eau avec l'un, et à de l'acide carbonique avec l'autre. Toutefois, c'est un des gaz les moins combustibles, comme nous le verrons bientôt.

Il détone avec violence lorsqu'il est mêlé au double de son volume de chlore, sous l'influence de la chaleur rouge ; il se forme du gaz acide chlorhydrique et tout le carbone du gaz est mis à nu.

En présence de l'eau et de la lumière solaire, les deux gaz réagissent lentement, en produisant de l'acide chlorhydrique qui se dissout, et du gaz carbonique, ce qu'on ne peut expliquer que par la décomposition de l'eau. Voici, en effet, comment les choses se passent :

1 vol. Hydrogène carboné = { 2 vol. d'hydrogène ; 1 vol. Carbone }

1 vol. Carbone + 1 vol. Oxygène = { 1 vol. Acide carbonique }

2 vol. Vapeur d'eau = { 1 vol. Oxygène ; 2 vol. hydrogène }

4 vol. Chlore

2 vol. d'hydrogène + 2 vol. hydrogène + 4 vol. Chlore = { 8 vol. Acide chlorhydrique.

L'hydrogène carboné est infiniment peu soluble dans l'eau.

Il se produit constamment pendant la décomposition spontanée des matières organiques et dans leur distillation à feu nu. Il existe aussi abondamment dans la nature. En effet, c'est lui qui constitue les *feux naturels*, c'est lui qui se dégage des *salses*, qui se répand dans l'intérieur des houillères, et qui s'échappe de la vase des marais. Examinons rapidement ces diverses circonstances de production.

1. Dans une infinité de localités, telles que Pietra-Mala, sur la route de Bologne à Florence ; Barigazzo, près de Modène ; la péninsule d'Abscheron en Perse ; les environs de la mer Caspienne, la Chine, l'Indoustan, Java, les États-Unis d'Amérique, etc., il sort de terre, lentement, mais d'une manière continue, un gaz qui s'embrase parfois spontanément, le plus souvent par l'approche d'un corps allumé, et donne lieu à des flammes hautes de 1 à 2 mètres, que le vent ne peut éteindre. Parmi ces flammes, les unes sont bleues, et visibles seulement pendant la nuit ; les autres, blanches, jaunes ou rougeâtres, visibles le jour, comme le sont celles du bois et de la paille ; elles répandent une odeur légèrement suffocante, et une chaleur assez forte pour être sensible à plusieurs mètres. Le terrain environnant est comme calciné, et n'offre aucun vestige de végétation. Dans les contrées où ils existent, on met à profit ces feux naturels, en les employant à la cuisson des aliments, à la calcination de la pierre à chaux, à la fabrication des poteries, des briques, etc.

Il y a de ces feux qui brûlent depuis les temps les plus anciens ; tels sont ceux du mont Chimère, sur les côtes de l'Asie Mineure, cités par Pline, et reconnus de nouveau en 1811 par le capitaine Beaufort. Auprès de Cumana, les jets de gaz sortent par l'orifice de cavernes, et M. de Humboldt a vu parfois les flammes s'élever à plus de 30 mètres. Mais c'est surtout autour de la mer Caspienne, particulièrement près de Bakou,

que ces phénomènes se présentent en grand; la source de feu de Bakou, à laquelle on a donné le nom d'*Ateschjah* (demeure du feu), est l'objet d'une vénération si profonde, que l'on a construit un temple exprès pour l'entretenir. Les Indous de la secte des *Guèbres* (adorateurs du feu), qui desservent le temple, font du gaz un objet de commerce assez lucratif. Ils le recueillent dans des bouteilles ou des vessies, et l'expédient dans les provinces éloignées de la Perse et de l'Indoustan. Comme il conserve pendant longtemps sa propriété inflammable, cette espèce de prestige entretient la superstition des adorateurs du feu dans le même degré d'exaltation. Le gaz de Bakou est de l'hydrogène carboné mêlé à de la vapeur de naphte et à de l'acide carbonique. Presque partout, d'ailleurs, il est accompagné de bitume.

Lorsque le gaz sort de terrains situés au-dessous d'eaux stagnantes ou d'eaux vives, il brûle à la surface du liquide, sans que celui-ci participe en rien à ce phénomène. C'est là l'origine des *fontaines ardentes*, des *rivières inflammables*, dont les anciens ont parlé comme de prodiges inexplicables (1).

II. On a donné depuis longtemps les noms de *salses*, de *volcans d'air*, de *volcans vaseux* ou *de boue*, à des mares formées par de l'eau salée,

---

(1) On connait aux États-Unis un grand nombre de sources brûlantes, surtout près de Canandaigua, capitale du comté d'Ontario; dans la partie sud-ouest de l'État de New-York, à Bristol et à Middlesex, à 10 ou 12 milles de Canandaigua. Le gaz apparait en petites bulles, à la surface de l'eau, et il ne s'enflamme que lorsqu'on en approche du feu; mais, lorsqu'il sort directement du roc, il donne une flamme brillante et continue que des pluies d'orage peuvent seules éteindre. Il est impossible de voir sans surprise ce feu qui court sur les ondes, comme jadis le feu grégeois. La vive imagination des Grecs n'eût pas manqué de prendre pour le Phlégéthon, ou fleuve des Enfers, ces ruisseaux américains avec leurs vagues enflammées. Ce phénomène est surtout remarquable en hiver, lorsque la terre est couverte de neige, et que la flamme qui en sort contraste avec la blancheur des frimas. Dans les temps très-froids, la glace forme des espèces de tubes de 6 à 8 décimètres de haut, d'où le gaz s'échappe ; on dirait alors des flambeaux fixés sur des candélabres d'argent. Au milieu des ténèbres d'une nuit épaisse, c'est un spectacle à la fois bizarre et magnifique que celui de ces plaines hérissées de ces tubes de glace d'où sortent des gerbes de flammes qui colorent au loin la campagne. Les habitants qui vivent dans le voisinage de ces sources de gaz ont placé à leur orifice des bois perforés; l'autre extrémité de ces bois vient aboutir au foyer de leur cuisine, et le feu fourni par le gaz suffit pour faire cuire leurs aliments. D'autres tuyaux conduisent le gaz dans le parloir ou salon de compagnie; la flamme qui en sort donne une lumière égale à celle de quatre à cinq bougies. La singularité de ce spectacle attire une foule de curieux.

Dans les districts de Young-Hian et de Wei-Yuan-Hian, en Chine, il existe de semblables feux naturels qui sortent de puits d'eau salée, répandus en grand nombre sur un rayon de 5 myriamètres environ, et qui sont exploités par les populations industrieuses du voisinage. Les Chinois, comme les Américains, font circuler le gaz inflammable dans de longs tuyaux de bambous, et s'en servent à échauffer et à éclairer les usines employées à l'exploitation des puits salins, ainsi que les rues où ces usines se trouvent. Cet éclairage existe, dit-on, dans ces districts, de temps immémorial. C'était un grand pas pour arriver à s'éclairer par des gaz obtenus au moyen de procédés artificiels; mais les Chinois s'en sont tenus là, et l'industrie récente de l'éclairage par le gaz, telle qu'elle est pratiquée en Europe, leur est tout à fait inconnue.

reposant sur une couche argileuse plus ou moins imprégnée de matières bitumineuses, d'où il se dégage accidentellement du gaz hydrogène carboné. Ce gaz occasionne des éruptions d'autant plus fortes, qu'il a éprouvé plus de difficulté à se faire jour à travers la vase, qui est toujours visqueuse et assez tenace. Il est mélangé d'air et d'acide carbonique, aussi ne peut-il s'enflammer comme dans le cas précédent.

Les *salses* sont assez répandues. Il en existe de considérables en Italie, dans le Modénais, le Parmesan, notamment entre Arragona et Girgenti, au lieu nommé Maccaluba; en Crimée, en Perse, dans l'Indoustan, à Java, etc.

III. Le gaz qui remplit les galeries des mines de houille est encore de l'hydrogène carboné, presque toujours mêlé à un peu d'azote et d'acide carbonique; aussi ne s'enflamme-t-il pas avec la même facilité que celui des sources ou terrains inflammables. Ce gaz, connu des mineurs sous les noms de *grisou, feu terrou* ou *brisou,* sort de la houille avec un léger bruissement, et quelquefois en telle abondance, qu'on peut le recueillir à l'aide de tuyaux et le faire contribuer à l'éclairage des mines, pendant plusieurs années consécutives. C'est principalement des fentes, ou de ce que les mineurs appellent des *soufflures* ou *cellules*, qu'il s'échappe, surtout dans les houilles très-bitumineuses, grasses et friables. L'expérience a démontré que ce sont précisément celles qui donnent ensuite le moins de gaz à la distillation (1).

Souvent le *grisou* devient visible et forme des espèces de bulles enveloppées de légères pellicules, que les mineurs comparent à des toiles d'araignées. Ils ont soin de les écraser entre leurs mains avant qu'elles ne parviennent sur les lumières où elles s'enflammeraient. Lorsque le gaz s'accumule dans une galerie où l'air est stagnant, de manière à former 1/7 ou 1/8 de la masse, la présence d'une chandelle ou d'une lampe allumée lui fait prendre feu et détermine ces terribles explosions, qui sont si fréquentes dans les houillères d'Angleterre, de Belgique et de France. Nous indiquerons bientôt comment on peut éviter les dangers qui sont la suite inévitable de ces explosions (2).

---

(1) Une expérience faite par M. de Marsilly, ingénieur des mines, prouve que le grisou est bien dû, comme on le pensait jusqu'alors, au dégagement spontané de l'hydrogène carboné renfermé dans la houille. En pulvérisant rapidement de gros morceaux de houille extraits de la fosse depuis quelques jours seulement, et en mettant la poussière sous une cloche renversée au-dessus du vase qui la contenait, on trouve, après vingt-quatre heures, que la cloche est remplie de gaz inflammable.

Ce dégagement spontané d'hydrogène carboné explique les explosions qui ont été plusieurs fois signalées dans la soute des navires à vapeur où l'on avait eu l'imprudence de descendre avec une lampe. Une conséquence pratique de ce fait est que l'on doit éviter de charger dans un navire à vapeur, et, en général, dans un endroit fermé, des charbons récemment extraits des mines à grisou, ou qu'il convient de prendre des précautions pour ne point avoir d'explosion.

(2) Lorsqu'on chauffe les houilles des mines à grisou entre 50 et 300°, elles laissent dégager du gaz hydrogène carboné de 1 à 2 litres par kilogramme de houille, et de plus 10 à 15 grammes d'un produit liquide ayant l'odeur de la benzine. Les houilles provenant de mines où il n'y a pas de grisou ne dégagent, dans les mêmes circonstances, que de l'azote et de l'acide carbonique.

IV. Le gaz hydrogène carboné se rencontre encore dans la vase des marais. Priestley et Cruikshank ont reconnu qu'il se dégage, pendant les temps chauds, de toutes les eaux stagnantes au fond desquelles se trouvent des matières organiques en décomposition; il sort également du sein des matières terreuses que le dessèchement des marais laisse à nu pendant l'été. En remuant la vase d'une mare avec un bâton, et en posant dessus un flacon renversé et plein d'eau, dans le goulot duquel on a placé un large entonnoir, comme on le voit dans la figure 137,

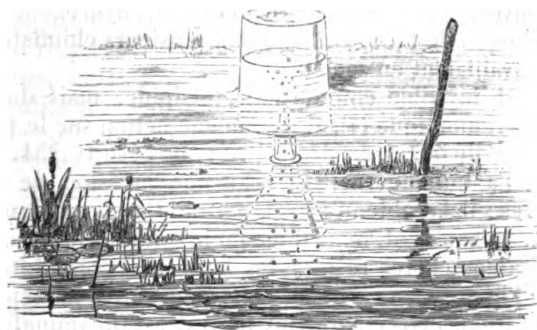


*Fig.* 137.

on peut en recueillir une très-grande quantité en quelques instants. Mais ce gaz n'est pas pur; il renferme toujours 14 à 15 p. 0/0 d'un mélange d'azote, d'acide carbonique, d'acide sulfhydrique et parfois d'oxygène. On le purifie en absorbant les deux gaz acides, au moyen d'une dissolution de potasse, et l'oxygène, à l'aide du phosphore qu'on y fait séjourner pendant quelques heures; mais on ne peut en séparer l'azote.

Jusque dans ces derniers temps, on ne connaissait aucun moyen d'avoir ce gaz pur. Celui, en effet, qu'on obtient en décomposant les matières organiques par le feu, ou l'eau par le charbon incandescent, est toujours mélangé d'hydrogène libre et d'oxyde de carbone, après la purification du produit. Mais en 1840, M. Persoz nous a appris qu'en calcinant au rouge dans une cornue un mélange d'*acétate de potasse* et de potasse caustique, on obtient du gaz hydrogène carboné très-pur. L'*acide acétique* du sel est alors transformé en acide carbonique que la potasse retient, et en hydrogène carboné qui se dégage.

---

Voilà donc un moyen pratique et simple pour le mineur de reconnaitre *à priori* si la veine de la houille dans laquelle il pénètre pour la première fois est susceptible de dégager du grisou, ce fléau des exploitations houillères.

### De l'Hydrogène bicarboné.

L'hydrogène bicarboné, qui, comme le précédent, est toujours gazeux, n'existe pas dans la nature. C'est un produit de l'art. Il se forme dans une foule de circonstances : dans la distillation des matières grasses, huileuses et bitumineuses, et, en général, dans la décomposition, par la chaleur, de la plupart des substances organiques.

Sa découverte a été postérieure à celle de l'hydrogène carboné ; elle ne date que de 1796. On la doit à plusieurs chimistes hollandais qui travaillaient en société.

Ce gaz est invisible comme l'air, insipide, mais doué d'une odeur empyreumatique (1). Il n'a aucune action sur le tournesol. Sa densité est de 0,967. Le décimètre cube pèse 1$^{gr}$,251.

Faraday l'a liquéfié en 1845, par une pression de quelques atmosphères ; il l'a obtenu sous la forme d'un beau liquide incolore, clair, transparent, mais il n'a pu le solidifier. Ce liquide dissout admirablement les résines, les huiles, les corps bitumineux.

Comme l'hydrogène carboné, il est impropre à la respiration et à la combustion, mais comme lui aussi il est inflammable par les corps en ignition ; il brûle avec une flamme blanche, très-éclatante, qui dépose une poussière noirâtre sur les parois de la cloche qui le renferme. Vous devez prévoir, d'après cela, que, mêlé à l'oxygène, il détonera à une température rouge. C'est, en effet, ce qui arrive, et la détonation est si forte, que les vases dans lesquels elle se produit se brisent le plus souvent. Le mélange doit être fait dans les proportions de 1 volume d'hydrogène bicarboné et 3 volumes d'oxygène ; il en résulte de l'eau et de l'acide carbonique.

L'hydrogène bicarboné est un des gaz les plus combustibles. Une chaleur rouge le décompose en charbon qui se dépose et en hydrogène carboné, ou même en hydrogène.

Le chlore réagit sur lui d'une manière bien remarquable.

Qu'on mêle 2 volumes de chlore et 1 volume d'hydrogène bicarboné, et qu'on expose ce mélange aux rayons solaires ou à l'action d'une bougie allumée, il détone subitement en produisant du gaz chlorhydrique et un dépôt de charbon. Si, dans un semblable mélange, on introduit une feuille d'or battu enroulée autour d'un fil de cuivre, il n'y a pas d'explosion, mais on voit d'épais nuages de charbon s'amasser autour de la feuille d'or, qui est

(1) *Empyreumatique*, c'est-à-dire ayant l'odeur d'empyreume. Les anciens chimistes ont donné ce nom à l'odeur qu'exhalent les matières huileuses fortement chauffées et à demi décomposées.

en faible ignition, tandis qu'il se produit du gaz chlorhydrique.

Si le mélange des deux gaz est fait à volumes égaux, et si on l'abandonne dans l'obscurité ou si on l'expose seulement à la lumière diffuse, les corps se combinent intégralement et produisent un liquide d'apparence huileuse, incolore, d'une odeur agréable d'éther et d'une saveur sucrée. C'est un *chlorure d'hydrogène bicarboné* contenant 71,3 du premier et 28,7 du second. On l'appelle habituellement dans les laboratoires *huile* ou *liqueur des Hollandais*. Ce liquide qui bout à + 85° et est très-inflammable, possède la curieuse propriété de produire l'ivresse, puis l'insensibilité chez ceux qui le respirent en certaine quantité.

C'est à cause de la production de ce composé huileux que les chimistes hollandais ont donné à l'hydrogène bicarboné qu'ils ont découvert le nom de *gaz oléfiant*, dont on se sert fréquemment.

D'après Théodore de Saussure, 100 mesures d'eau à + 18° dissolvent 15 mesures 1/2 de ce gaz. Il se dissout assez facilement dans l'acide sulfurique à 66°, ce qui permet de le distinguer et de le séparer de l'hydrogène carboné.

Les chimistes se le procurent à l'état de pureté, en faisant bouillir, dans une cornue en verre munie d'un tube propre à re-

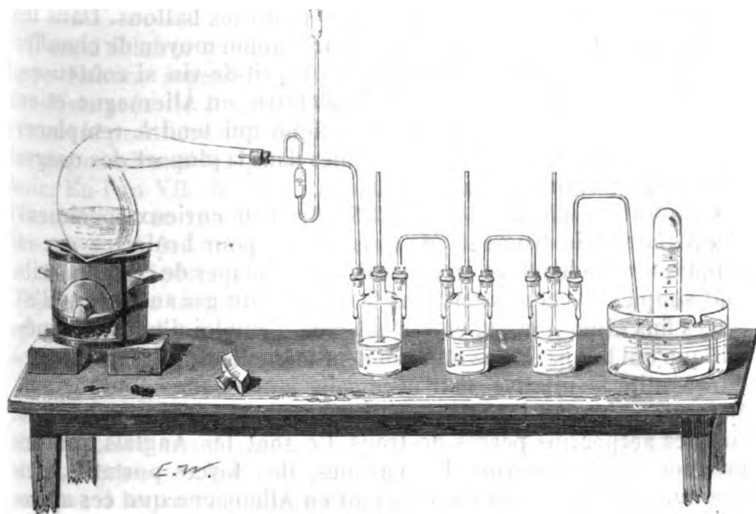


*Fig.* 138.

cueillir les gaz, un mélange, fait à l'avance, de 1 partie d'esprit de vin rectifié et de 3 parties 1/2 d'acide sulfurique concentré. Il se dégage, dès que le liquide bout, beaucoup de gaz hydrogène bi-

carboné, qu'on reçoit dans des flacons pleins d'eau. Peu à peu le liquide se fonce en couleur, devient tout à fait noir et épais ; c'est alors qu'on cesse l'opération.

Rien de plus simple, Messieurs, que de concevoir la production du gaz dans cette réaction chimique. L'esprit-de-vin n'est autre chose qu'un composé, à parties égales, d'eau et d'hydrogène bicarboné. L'acide sulfurique, ayant une grande affinité pour l'eau, s'empare de celle de l'esprit-de-vin, dès les premières atteintes de la chaleur, et met, par conséquent, l'hydrogène bicarboné en liberté. Toutefois, comme vers la fin de l'opération, une réaction plus compliquée s'établit entre l'acide et le gaz qui se dégage de son sein, l'hydrogène bicarboné se trouve mélangé d'autres gaz. On le purifie aisément en lui faisant traverser successivement, avant qu'il n'arrive dans la cloche où on le recueille (fig. 138), de l'eau de potasse, de l'esprit-de-vin, et de l'eau, qui lui enlèvent tous les corps étrangers qui altéraient sa pureté.

L'hydrogène bicarboné pur n'a reçu aucune application, mais son mélange avec l'hydrogène carboné, tel qu'on l'obtient par la distillation de la houille, rend d'assez grands services. Ainsi on l'utilise au *grillage* ou *flambage* des tissus de coton, comme je vous le dirai plus tard. Green, chimiste anglais, l'a substitué le premier à l'hydrogène pur pour faire partir les ballons. Dans les laboratoires de chimie, on le fait servir comme moyen de chauffer les appareils à la place des lampes à esprit-de-vin si coûteuses, et, depuis plusieurs années, en Angleterre, en Allemagne et en France, il est devenu un agent calorifique qui tend à remplacer de plus en plus les autres combustibles dans la plupart des usages domestiques et même manufacturiers.

L'exposition universelle de 1855 offrait de curieux spécimens d'appareils et instruments de tous genres pour brûler ce gaz et l'appliquer au chauffage en général. Les principes de ces appareils sont simples ; ils consistent dans la division du gaz au travers d'orifices fins et nombreux, et surtout dans l'emploi d'une toile métallique qui tamise le gaz et permet en même temps d'y mélanger, en quantité facultative, l'air nécessaire à une bonne combustion. Mais généralement les appareils de chauffage par le gaz sont de simples serpentins percés de trous. Ce sont les Anglais qui, les premiers, ont construit des cuisines, des foyers portatifs, des cheminées à gaz ; mais c'est surtout en Allemagne que ces appareils ont rapidement conquis la faveur populaire. Dans la seule ville de Berlin, on ne compte pas moins de huit mille becs de gaz consacrés au chauffage domestique. Le principal constructeur de ces appareils est M. Elssner, dont on voyait tous les modèles à l'exposition universelle.

Dans les *poêles à gaz*, de Berlin, le foyer est représenté par un

faisceau de petites flammes, dont la chaleur se répand ensuite dans des circuits ménagés pour l'échauffement de l'air, à la manière des calorifères d'appartement. Dans les fourneaux de cuisine, qui consistent en une sorte de caisse de fer quadrangulaire, sur laquelle on a pratiqué diverses cavités circulaires qui sont occupées par une lame métallique percillée de trous, livrant passage au gaz, on trouve depuis le four à cuire la pâtisserie, le foyer pour le pot-au-feu, la coquille à rôtir, jusqu'aux réchauds pour les ragoûts, les grillades et le flambage des volailles. Les viandes sont très-promptement rôties à la flamme du gaz, et elles ne conservent aucune odeur étrangère.

La commodité et la propreté qui résultent du chauffage au gaz, même quand la question d'économie ne serait pas immédiatement résolue, en appellent la prompte vulgarisation.

Mais l'usage le plus important des deux gaz hydrogènes carbonés, c'est de fournir la lumière à plus bas prix que tous les autres combustibles. Étudions donc avec quelques détails l'*éclairage au gaz*, l'une des plus belles applications de la chimie à l'économie domestique.

### Éclairage au Gaz.

L'art d'éclairer par le gaz a pris naissance en France. C'est Philippe Lebon, ingénieur des ponts et chaussées, né vers 1765 à Brachet, près de Joinville (Haute-Marne), qui, dès 1785 à 1786, conçut la première idée de faire servir à l'éclairage de nos maisons les gaz combustibles qui se produisent pendant la combustion du bois. En l'an VII de la république, il annonça sa découverte à l'Institut, et en l'an VIII, à la date du 6 vendémiaire (28 septembre 1799), il prit un brevet d'invention. Au mois de thermidor an IX (août 1801), il publia un mémoire sous le titre suivant : *Thermolampes ou poêles qui chauffent, éclairent avec économie, et offrent, avec plusieurs produits précieux, une force motrice applicable à toute espèce de machines.*

Dans ses premiers appareils, Lebon distillait du bois pour en recueillir les gaz, l'huile, le goudron, l'acide pyroligneux ; mais son mémoire annonçait la possibilité de distiller toutes les substances grasses et la houille. Il ne se borna pas à annoncer ces résultats ; il les mit en pratique, car les appartements et le jardin de l'hôtel Seignelay, rue Saint-Dominique, à Paris, furent entièrement éclairés avec du gaz extrait de la houille. On peut donc dire que cet ingénieur célèbre avait pressenti et indiqué toute l'étendue qu'on pouvait donner à cette nouvelle industrie.

Lebon fit un grand nombre d'expériences avec ses appareils, depuis 1799 jusqu'à 1802. Ses premiers thermolampes furent éta-

blis au Havre. Il voulait utiliser le gaz à l'éclairage du phare et le goudron à la marine. Mais le gaz qu'il obtenait, formé d'hydrogène carboné et d'oxyde de carbone, fort peu éclairants, n'étant point épuré, répandait une odeur très-désagréable. Les spectateurs et le public ne portèrent que peu d'intérêt à cette découverte qui devait par la suite recevoir d'aussi grands développements. Lebon fut forcé de renoncer à cette entreprise, et il alla établir à Versailles, près de l'aqueduc de Marly, une fabrique d'acide pyroligneux. Le gaz qui se dégageait servait à chauffer les vases, comme dans les fabriques actuelles.

A la mort de Lebon (1), que l'indifférence de ses concitoyens avait vivement affecté, et qui s'était complétement ruiné dans ses essais, personne ne continua ses intéressants travaux. Mais les Anglais surent habilement s'emparer de ses idées, qu'ils s'appliquèrent à mettre en pratique. Dès 1798, nous voyons l'ingénieur Murdoch construisant à la fonderie de Soho, près de Birmingham, un appareil destiné à l'éclairage du bâtiment principal. De son côté, Windsor, après avoir répété les procédés de Lebon dans plusieurs villes d'Allemagne, se rendit à Londres et s'associa bientôt aux essais de Murdoch pour tirer parti du gaz de la houille ; il prit un brevet pour l'illumination des édifices, rues et places publiques, le 18 mai 1804, c'est-à-dire quatre ans après celui que Lebon avait pris en France. Mincklers, professeur de Louvain, n'a pas plus de droits à cette découverte, bien qu'il ait publié en 1784, d'après M. Ch. Morren, des procédés pour extraire le gaz de la houille, car le professeur belge n'avait l'intention de l'appliquer qu'à l'ascension des ballons et non à l'éclairage. Il ne peut donc y avoir le plus léger doute sur la priorité de l'invention ; elle appartient incontestablement à la France. Toutefois, il est juste de reconnaître que les Anglais peuvent, à bon droit, revendiquer l'honneur des nombreux perfectionnements et des procédés ingénieux qui ont fait de cet art une industrie importante, et qui ont servi à la propager rapidement dans toute l'Angleterre, sur le continent, et jusque dans le Nouveau-Monde.

En 1805, plusieurs fabriques de Birmingham, et entre autres les ateliers du célèbre Watt, furent éclairés au gaz, par les soins de Windsor et de Murdoch. Mais ce n'est réellement qu'en 1810

---

(1) Un matin, dans le courant de 1802, au point du jour, quelques personnes relevèrent aux Champs-Élysées le corps d'un homme percé de coups ; c'était celui de Philippe Lebon. Au milieu des préoccupations du moment, la cause de sa mort ne fut point recherchée, et son nom grossira la liste de ces inventeurs malheureux qui n'ont trouvé auprès de leurs contemporains que l'indifférence et l'oubli (Louis Figuier).

que la première usine pour l'éclairage public fut établie à Londres. Depuis cette époque, le nombre des compagnies qui se sont formées dans la Grande-Bretagne pour exploiter cette nouvelle branche, est considérable. La seule ville de Londres possède 18 usines à gaz, qui appartiennent à onze compagnies, dont les fonds forment la somme totale de 70 millions de francs, et dont les bénéfices annuels s'élèvent à la somme de 11,250,000 francs. Ces usines consomment par an 180,000 tonnes de houille, et produisent plus de 50 millions de mètres cubes de gaz. Pendant chacune des nuits les plus longues, l'éclairage de Londres en exige 246,000 mètres cubes. Le nombre total des employés des onze compagnies est de 14,000 environ.

Ce n'est qu'en 1817 que ce mode d'éclairage fut introduit en France par Windsor, qui fit à ses frais un petit établissement pour l'illumination du passage des Panoramas, et constitua bientôt après une société au capital de 1,200,000 francs pour éclairer le palais du Luxembourg, le théâtre de l'Odéon et une partie du faubourg Saint-Germain. Peu à peu, malgré une foule de résistances routinières et intéressées, cette industrie nouvelle se développa, et aujourd'hui l'éclairage au gaz a presque partout détrôné l'ancien mode par l'huile. Paris possède maintenant 130,000 becs consommant 50 millions de mètres cubes de gaz produits par 200,000 tonnes de houille. Les conduites souterraines qui le distribuent offrent une longueur de 485,000 mètres. On compte, soit sur les trottoirs, soit aux façades des maisons et édifices, 13,630 poteaux ou consoles portant autant d'appareils pour l'éclairage public.

Toutes les compagnies particulières qui existaient naguère dans Paris sont aujourd'hui réunies dans une même administration, qui a fait construire quatre grandes usines aux quatre points cardinaux de la capitale; chacune d'elles doit produire de 30 à 40,000 mètres cubes de gaz par jour.

Les matières premières employées à la production du gaz sont des substances de nature grasse, résineuse ou bitumineuse, qui renferment une très-forte proportion d'hydrogène et de carbone, les deux éléments constitutifs des hydrogènes carbonés. Les huiles de graines non épurées, les graisses, la résine du pin, les huiles de poisson brutes, de poix et de résine, le goudron fluide, la tourbe, la lie de vin, les débourrages de cardes, la matière grasse extraite des eaux de savon des fabriques de draps, les huiles de schistes, etc., enfin et surtout, la houille, servent ou ont servi en divers pays à cette extraction. Mais de toutes ces matières, c'est la houille qui, en définitive, est généralement adoptée, parce qu'elle fournit le gaz à meilleur marché, le coke, résidu de la fabrication, suffisant à couvrir son prix d'achat.

Voici comment on opère avec cette substance.

On l'introduit dans des cylindres AAA (*fig.* 139), dont la forme est un D renversé, comme l'indique la section faite suivant la ligne $x\,x$. Ces cylindres, qu'on appelle *cornues* dans les usines, étaient autrefois en fonte; aujourd'hui on les fait préférablement en argile réfractaire,

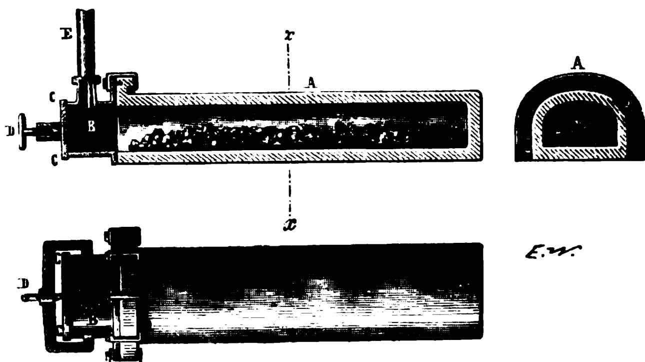



*Fig.* 139.

parce qu'ils coûtent moins, durent davantage et se prêtent mieux au chauffage des fours par le goudron. On leur donne $2^m,30$ à $2^m,60$ de long sur $0^m,45$ de large et $0^m,35$ à $0^m,40$ de haut. A leur partie antérieure se trouve fixée, au moyen de boulons recourbés, une armature en fer B



*Fig.* 140.

qui porte le tuyau E destiné à l'écoulement du gaz; cette armature est fermée par un obturateur en fonte C C, maintenu dans une position fixe par une vis de pression D.

Les cornues sont placées, en plus ou moins grand nombre, dans un large fourneau en briques. La figure 140 représente un four à 5 cor-

nues, plus ordinairement employé en France. La charge de chaque cornue dépasse rarement 100 kilogrammes de houille concassée ; elle n'en occupe que la moitié de la capacité, car elle double presque de volume par sa conversion en coke.

On chauffe le four avec précaution, soit avec du coke, soit avec du goudron, et on élève peu à peu la température au rouge-cerise, qu'on maintient pendant 4 heures, temps que dure habituellement la distillation. Pour un four à 5 cornues pouvant distiller 2,500 à 2,600 kilogr. de houille en 24 heures, on brûle de 12 à 14 hectolitres de coke, soit 30 à 35 p. 0/0 du coke produit.

Les produits de la décomposition de la houille sont nombreux. Ils se composent, en effet, de :

Gaz hydrogène bicarboné,
— hydrogène carboné,
— hydrogène,
— azote (des traces),
— oxyde de carbone,
— acide carbonique,
— hydrogène sulfuré,
Sulfure de carbone,
Sels ammoniacaux,
Huiles empyreumatiques,
Goudron,
Divers carbures d'hydrogène, tels que..... Naphtaline, Paranaphtaline, Paraffine, Eupione, Benzine.

Il reste dans la cornue du coke en quantité d'autant plus grande que la houille distillée était moins bitumineuse. — Le carbure d'hydrogène, nommé *naphtaline*, qui a une grande tendance à cristalliser, et qui occupe beaucoup de volume, se forme et se réunit quelquefois en si grande quantité dans les tuyaux qui conduisent le gaz dans les diverses parties de l'appareil, qu'ils deviendraient impropres à lui livrer passage ; on les dégorge facilement en y faisant passer un courant de vapeur d'eau ; la naphtaline liquéfiée s'écoule par le moyen de siphons disposés convenablement.

Le degré de température auquel la houille est soumise influe beaucoup, et sur la quantité et sur la nature du *gaz-light* (*gaz-light* veut dire *gaz-lumière*; c'est le nom adopté en Angleterre et en France pour le gaz purifié de l'éclairage; on l'appelle encore vulgairement *gaz hydrogène*, et tout simplement *gaz*). Quand la température est trop basse ou qu'on l'élève trop lentement, on obtient beaucoup d'huile, de goudron, d'eau, de sels ammoniacaux et peu de gaz; quand elle est trop forte, on produit plus de gaz, mais alors il est plus léger et moins éclairant, parce qu'il a déposé une partie de son charbon en touchant les parois des cornues; il renferme beaucoup d'hydrogène carboné et même de gaz hydrogène. Toutes choses égales, d'ailleurs, le gaz-light est d'autant plus dense et plus lumineux qu'il est plus chargé de carbone. La pratique a appris que la température la plus convenable pour l'avoir dans cet état, est le *rouge-cerise vif*.

La nature et les proportions relatives des gaz varient aux différentes époques de la distillation. Ils sont beaucoup plus éclairants, c'est-à-dire plus riches en hydrogène bicarboné au commencement qu'à la fin, où

prédominent alors l'hydrogène carboné, l'oxyde de carbone et même l'hydrogène, qui sont peu éclairants.

D'après Henry, de Manchester, voici comment se compose le gaz de bonne qualité des usines anglaises, avant l'épuration :

| | |
|---|---|
| Gaz oléfiant ou hydrogène bicarboné....... | 8 |
| Hydrogène carboné...................... | 72 |
| Oxyde de carbone....................... | 13 |
| Acide carbonique....................... | 4 |
| Acide sulfhydrique..................... | 3 |
| | 100 |

Parmi tous les produits de la distillation de la houille, deux seulement sont vraiment utiles comme substance éclairante; ce sont les deux hydrogènes carbonés. Mais tels qu'ils sortent des cornues, ils ne pourraient immédiatement servir à l'éclairage. Leur pouvoir éclairant serait trop faible, en raison des gaz étrangers dont ils sont mêlés. Ils ont, d'ailleurs, une odeur infecte, une action fâcheuse sur l'économie ; ils attaquent et noircissent rapidement les dorures et les peintures dont la *céruse* est la base ; ils répandent beaucoup de fumée en brûlant, et ils font éprouver une altération sensible aux couleurs fraîches et délicates de nos tissus pendant leur combustion. Ces différents effets sont dus principalement à l'ammoniaque, aux huiles empyreumatiques, au sulfure de carbone, mais surtout à l'acide sulfhydrique. Ce dernier s'y trouve toujours en proportions plus ou moins considérables, et d'autant plus fortes que la houille distillée renfermait plus de *pyrite* ou *sulfure de fer ;* aussi a-t-on l'attention de brûler les houilles les moins sulfureuses.

On est donc obligé de purifier ou d'*épurer* le gaz au sortir des cornues. On y parvient au moyen des dispositions suivantes reproduites par la figure 141 qui donne une représentation générale de l'appareil à gaz.

Le gaz échappé des cornues CC par le long tuyau en fonte T, qui entre dans la tubulure antérieure de chacune d'elles, arrive, avec toutes ses impuretés, dans un premier vase en fonte ou en tôle, dit *barillet*, B, rempli aux deux tiers d'eau, qui opère un premier lavage ; il passe de là dans une série de tubes métalliques offrant un grand développement, dont l'ensemble porte le nom de *condenseur*, D. Ces tubes, ordinairement verticaux, et placés sur une caisse à compartiments E, servent à condenser l'huile, le goudron, les sels ammoniacaux qui ont échappé à l'action du *barillet*. Ces produits s'en écoulent à mesure, au moyen d'un tube H, placé à la partie la plus basse du *condenseur*, et qui va plonger dans une fosse Q destinée à les recevoir.

Le gaz passe, du condenseur, par le tuyau K, dans un *épurateur* à coke à double compartiment, dont les ouvertures supérieures OO permettent le chargement et le déchargement. Ce coke condense surtout les sels ammoniacaux, et, lorsqu'il a fonctionné pendant un certain temps, on le lave pour lui enlever ces sels. Il sert ensuite comme combustible.

Après cette double épuration mécanique, le gaz s'échappe par le tuyau

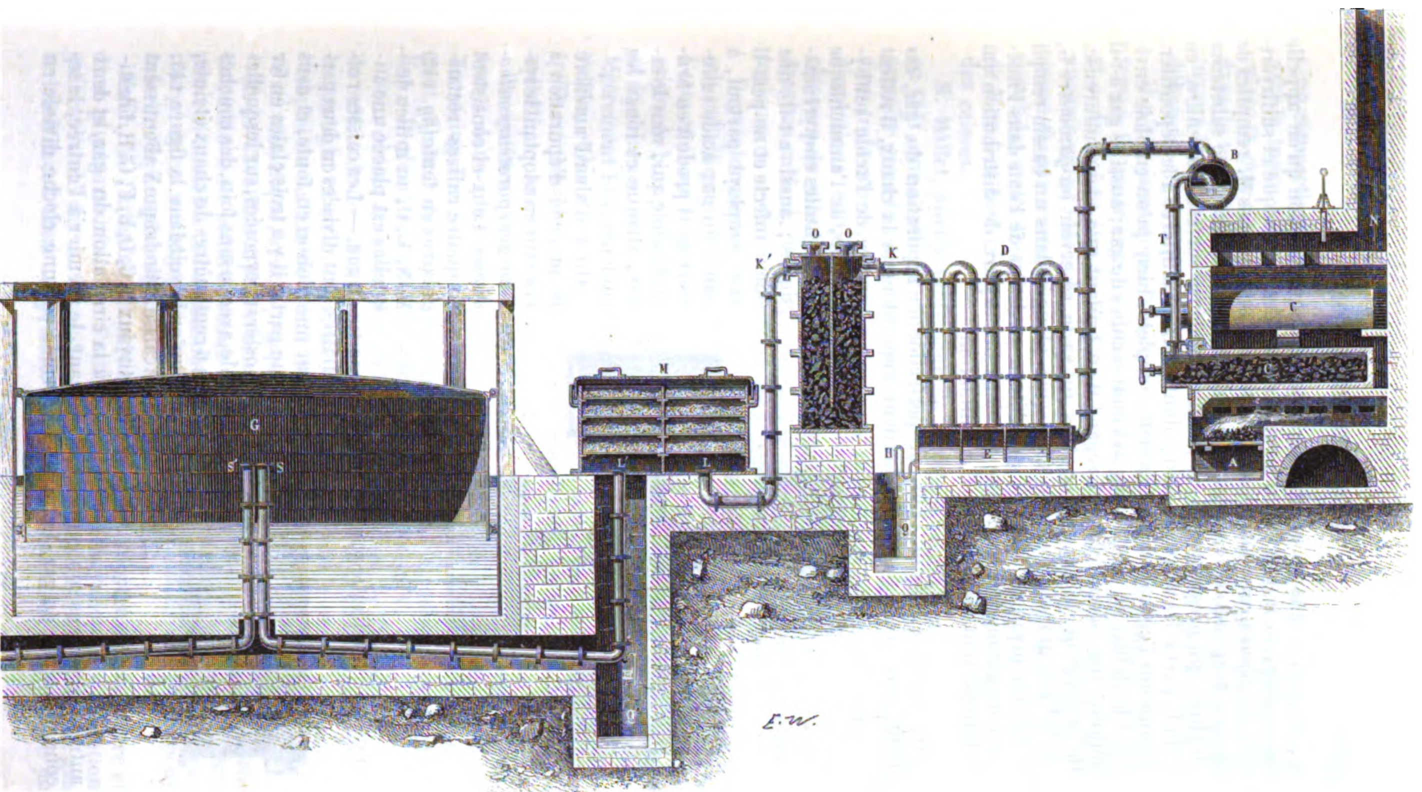




Fig. 141.

K', et arrive dans un quatrième appareil de purification qu'on appelle *dépurateur*, où il doit être dépouillé des acides carbonique et sulfhydrique. Ce *dépurateur* consiste en cuves ou caisses fermées M, remplies de mousse saupoudrée de chaux pulvérulente et humectée. Cette substance alcaline, qui présente ainsi au gaz une immense surface, lui enlève en grande partie les deux gaz acides dont on a tant d'intérêt à le dépouiller. Néanmoins l'épuration n'est jamais complète, bien qu'on emploie environ 1 hectolitre de chaux pour 345 mètres cubes de gaz; aussi le gaz a-t-il toujours une odeur fétide, et répand-il en brûlant une odeur sulfureuse. Du *dépurateur*, le gaz se rend dans un vaste réservoir ou *gazomètre* G, qui est une grande cloche en tôle vernie, plongée dans un bassin rempli d'eau. Un tuyau en fonte S', qui s'élève au-dessus de l'eau dans l'intérieur du gazomètre, conduit le gaz dans des tuyaux de distribution qui le transportent aux lieux de consommation.

On a essayé, depuis 1840, de perfectionner l'épuration du gaz, car même après avoir passé dans les deux dépurateurs à la chaux, il retient encore de l'acide sulfhydrique, de l'ammoniaque et des huiles empyreumatiques; aussi a-t-il une odeur infecte et ne peut-il être employé partout, à cause du gaz acide sulfureux qu'il produit en brûlant, acide qui, vous le savez, attaque et ronge les couleurs.

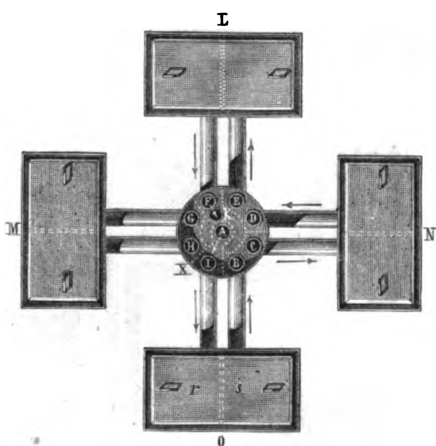
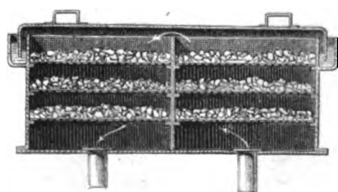


*Fig.* 142.

On a d'abord amélioré le procédé d'épuration à la chaux en adoptant le système des *épurateurs méthodiques*. Ceux-ci consistent en quatre caisses rectangulaires en fonte (*fig.* 142) M, N, L, O, au milieu desquelles est placée une autre caisse cylindrique pour l'arrivée et la sortie du gaz. — Les caisses rectangulaires sont divisées en deux parties par une cloison en fonte, et dans chaque partie il y a trois claies en fer ou en osier superposées, sur lesquelles on étale, avec ou sans foin, des couches de 5 à 6 centimètres de chaux éteinte, ainsi qu'on le voit dans la figure 143.


*Fig.* 143.

A la caisse cylindrique X aboutissent huit tuyaux B, C, D, E, F, G, H, I destinés à la circulation du gaz, et deux autres placés dans son centre A, K, servant, le premier à l'entrée, le second à la sortie du gaz. La caisse est fermée par une cloche divisée en

cinq compartiments comprenant chacun deux tuyaux. Le gaz arrivant par le tuyau A du condenseur se rend dans le compartiment *r* de la caisse O, puis dans le compartiment *s*, d'où il passe dans le tuyau B, puis dans le tuyau C pour circuler dans la caisse N; de celle-ci, prenant les tuyaux D et E, il arrive dans la caisse L, et circulant par le tuyau F il débouche en K, tuyau de sortie.

Il n'y a jamais que 3 caisses d'épuration qui fonctionnent en même temps. La quatrième, la caisse M, est isolée; on y renouvelle la chaux et on la met en état de remplacer celle des autres qui est chargée le plus anciennement; alors pour opérer la substitution de la caisse M à la caisse O, par exemple, on soulève la cloche et on lui fait décrire un quart de cercle. De cette manière les gaz ne passent plus en O; ils vont de N en L et de L en M, c'est-à-dire de la plus ancienne à la plus nouvelle des caisses.

M. Mallet, ancien professeur de chimie à Saint-Quentin, a introduit, en 1841, une amélioration très-importante dans l'épuration du gaz. Son premier procédé consistait à faire barboter le gaz sortant du *condenseur* dans trois caisses, placées les unes à la suite des autres, contenant des dissolutions métalliques de peu de valeur, telles que sulfate de fer, chlorure de manganèse, qui dépouillent complétement le gaz de l'hydrogène sulfuré, de l'acide carbonique et de l'ammoniaque, qui existent toujours en certaine quantité dans le gaz épuré par la chaux.

Depuis longtemps, tout en conservant le même principe, l'emploi des sels métalliques, M. Mallet a renoncé à s'en servir en dissolution dans l'eau, et il opère par la voie sèche. Il fait filtrer le gaz à travers de la sciure de bois (bois blanc ou sapin) mélangée de chlorure de manganèse et de chlorure de calcium, ou bien de sulfate de fer en poudre, le tout légèrement humecté. De temps en temps, on change les couches d'épuration, et les résidus sont lessivés pour en extraire les sels ammoniacaux qu'ils contiennent, ce qui couvre non-seulement les frais d'achat du sel métallique, mais donne un gain net.

Le système d'épuration de M. Mallet est en application depuis longtemps dans plusieurs usines à gaz (Saint-Quentin, Douai, Roubaix, Tourcoing, Bruges, Courtrai, Bruxelles, Gratz, etc.). Le gaz qu'elle fournit peut pénétrer dans tous les ateliers de fabrication, même dans ceux où l'on a le plus à craindre des effets du gaz mal épuré.

Nous devons dire que, dès 1835, Houzeau-Muiron, de Reims, s'est servi du sulfate de fer, obtenu par le lavage des lignites pyriteux, pour épurer le gaz-light et qu'en 1841, M. Penot, de Mulhouse, a essayé avec succès l'emploi du sulfate de plomb des indienneurs pour le même objet; mais ce sel métallique, résidu presque sans valeur, est trop peu abondant.

M. de Cavaillon a plus récemment montré que les plâtras de démolition réduits en poudre grenue et entremêlés d'un dixième de coke menu peuvent absorber toute l'ammoniaque du gaz; à la suite d'un dépurateur chargé de ce mélange, on place un second dépurateur à la chaux pour enlever l'hydrogène sulfuré.

Enfin, M. Lamming, chimiste anglais, a fait adopter en Angleterre et dans plusieurs usines de France un procédé très-rationnel d'épuration qui est fondé sur un ensemble curieux de réactions chimiques. Le gaz arrive d'abord dans un premier dépurateur contenant du chlorure de

calcium destiné à lui enlever, par double décomposition, le carbonate d'ammoniaque. Il passe ensuite dans un second dépurateur qui renferme un mélange d'oxyde de fer et de carbonate de chaux, divisé par de la sciure de bois. Ces matières retiennent l'hydrogène sulfuré à l'état de sulfure de fer. Lorsque l'action de ce mélange est épuisée, on le retire du dépurateur et on l'abandonne quelques heures au contact de l'air, après l'avoir humecté; le sulfure de fer, en absorbant l'oxygène de l'air, se change en sulfate de fer, puis ce dernier en présence du carbonate de chaux donne naissance à du sulfate de chaux et à de l'oxyde de fer. De sorte que le mélange se retrouve dans les conditions primitives. On voit donc que l'oxyde de fer, transformé d'abord en sulfure, peut se régénérer et servir un très-grand nombre de fois à l'épuration du gaz. On renouvelle de temps en temps le carbonate de chaux, après avoir lessivé le mélange pour en extraire les sels ammoniacaux.

Quel que soit, au reste, le procédé d'épuration adopté, on constate la pureté du gaz en l'essayant avec un papier imprégné d'un sel de plomb, qui reste incolore quand le gaz est pur, et qui noircit lorsqu'il contient de l'hydrogène sulfuré.

Toutes les espèces de houille ne donnent pas la même quantité de gaz, ainsi que le démontre le tableau suivant :

| | Rendement en litres par kil. | Rendement en mètres cubes par 100 kil. |
|---|---|---|
| Houille de Saint-Étienne | 200 à 270 | 20 à 27 |
| — de Griseuil (Belgique) | 200 à 210 | 20 à 21 |
| — dure de Mons | 200 à 260 | 20 à 26 |
| — de Fins et de Flénu | 270 | 27 |
| — du meilleur Flénu | 330 | 33 |
| — ordinaire anglaise | 210 | 21 |
| de Newcastle (le Cherry-coal) | 308 à 342 | 30 à 34 |
| — compacte anglaise (le Candel-coal) | 320 | 32 |

Dans nos usines françaises, on compte généralement sur un rendement moyen de 25 mètres cubes de gaz, 4 à 4 kil. 1/2 de goudron et 1^hect.,66 de coke.

Dans nos usines à gaz voisines des ports de la Manche, on se sert des houilles anglaises; dans le Centre et dans une partie du Midi, on emploie les houilles du bassin de la Loire; dans le Nord et à Paris, on consomme les houilles belges et celles du bassin de Valenciennes; dans l'Est, on utilise les houilles de la Prusse. En général, on préfère les houilles *demi-grasses* aux houilles *grasses*, parce que celles-ci donnent trop de goudron et se distillent mal, et aux *houilles maigres*, parce que ces dernières fournissent peu de gaz et donnent un coke qui ne s'agglomère pas facilement.

On est loin d'obtenir dans les usines toute la quantité de gaz-light que la houille peut fournir par un bon système de distilla-

tion. Ainsi M. Blondeau de Carolles prétend qu'un kilogramme de houille peut donner naissance à 510 litres de gaz-light en petit, et en grand à 380 litres ; c'est, comme on voit, en prenant 250 litres pour moyenne de la production des fabriques, 130 litres de plus. La perte doit tenir aux imperfections du mode de chauffage. Dès 1727, Hales retirait de 158 grammes de charbon de Newcastle, 180 pouces cubes de gaz, c'est-à-dire 340 litres par kilogramme.

M. Penot a montré, en 1841, l'avantage considérable qu'il y a à employer de la houille sèche dans la préparation du gaz. La houille contient, en général, 10 p. 100 d'eau qui se décompose par la distillation en produisant de l'acide carbonique et de l'hydrogène ou de l'hydrogène carboné, aux dépens d'une partie du gaz d'éclairage proprement dit. Cet inconvénient ne se présente pas quand on sèche la houille préalablement. La quantité de gaz-light que produit la houille humide est à celle que produit la houille sèche dans le rapport de 160 à 240. M. Schwartz a constaté l'exactitude de cette proportion par des expériences exécutées sur une grande échelle à Mulhouse.

Les produits secondaires de la distillation de la houille ne sont pas négligés. Sans parler du coke qu'on vend comme combustible, les eaux de dépuration, qui sont très-chargées de sels ammoniacaux, et qui marquent, terme moyen, 2 degrés à l'aréomètre, sont utilisées pour l'extraction de l'ammoniaque, ou la fabrication de ses sels, comme nous l'avons déjà dit.

Le goudron a reçu une foule d'applications. Dans beaucoup d'usines, on l'emploie en guise de coke pour chauffer les cornues; dans d'autres il est lui-même matière première pour la production du gaz. Il sert à la fabrication du noir de fumée, du charbon moulé de Paris, à la coloration des poteries, à enduire le bois, le fer, la fonte, la tôle des gazomètres que l'on veut garantir de l'action de l'air humide. On ne peut employer le goudron de bois pour ce dernier usage, à cause de son acidité; en tous cas, le goudron de gaz a un prix bien inférieur à celui du goudron du Nord et de Bayonne. On imperméabilise avec lui des cartons communs pour en faire des couvertures économiques. M. Proeschel l'a utilisé avec succès à l'imbibition des briques pour préserver les constructions du fâcheux effet de l'humidité. Privé de la plus grande partie des huiles empyreumatiques volatiles qu'il contient, il forme, par son mélange avec les deux tiers environ de son poids d'un corps dur en poudre, d'excellents mastics bitumineux dont on revêt les bois, les pierres, les terrasses, etc. Sous les noms de *Brai minéral*, de *Goudron minéral*, de *Black-Vernis*, on en consomme beaucoup, après l'avoir uni à la résine commune, pour calfater et enduire les navires. Enfin, distillé avec ou sans

eau, on en retire diverses espèces d'huiles ou carbures d'hydrogène, très-propres à la dissolution du caoutchouc et des résines, et notamment le liquide volatil, connu sous le nom de *Benzine*, qui joue un si grand rôle maintenant dans l'art du dégraisseur. Nous verrons plus tard les curieuses transformations et applications des divers carbures liquides extraits du goudron brut de la houille.

On fait habituellement brûler le gaz-light dans des becs circulaires à double courant d'air, dits *Becs d'Argand* (*fig.* 144). L'extré-

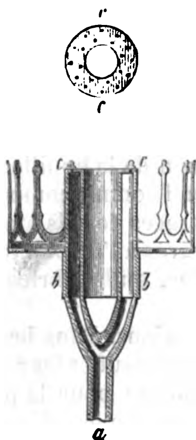



*Fig.* 144.

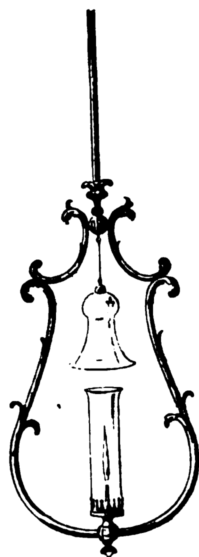


*Fig.* 145.

mité du tube conducteur *a* se bifurque et amène le gaz dans un double cylindre creux *bb* aboutissant à une petite couronne métallique *cc* percée de trous circulaires dont le diamètre varie de un quart à un demi-millimètre, et dont le nombre varie de 12 à 20; c'est par ces trous que le gaz se divise et sort d'une manière égale et régulière. L'air, destiné à le brûler, passe à la fois à l'extérieur et à l'intérieur de la couronne métallique, ce qui le met ainsi en contact par un très-grand nombre de points. Ces dispositions sont nécessaires pour que la combustion du gaz soit complète, c'est-à-dire pour que tout son hydrogène et tout son carbone soient entièrement convertis, par l'oxygène de l'air, en eau et en acide carbonique. Mais cette conversion des deux éléments du gaz-light ne se fait pas en même temps. L'hydrogène

brûle le premier et abandonne le carbone qui, déposé momentanément dans l'intérieur de la flamme, parvient à la température du rouge blanc, et concourt alors à donner à la flamme sa blancheur éclatante et la vive lumière qu'elle répand. A mesure que le charbon brûle lui-même et se trouve converti en gaz, la flamme perd de son éclat.

Pour régulariser la combustion, en soustrayant la flamme à l'action du courant d'air, chaque bec porte une galerie sur laquelle on pose un cylindre ou cheminée en verre de 6 centimètres environ de diamètre sur 18 de hauteur (*fig.* 145). Très-souvent cette cheminée supporte une espèce de coupe métallique renversée, nommée *fumivore*, qui a pour objet d'arrêter le courant ascensionnel de vapeur d'eau et de charbon très-divisé qui noircit les plafonds.

En 1846, M. Maccaud a imaginé d'envelopper d'une gaze métal-

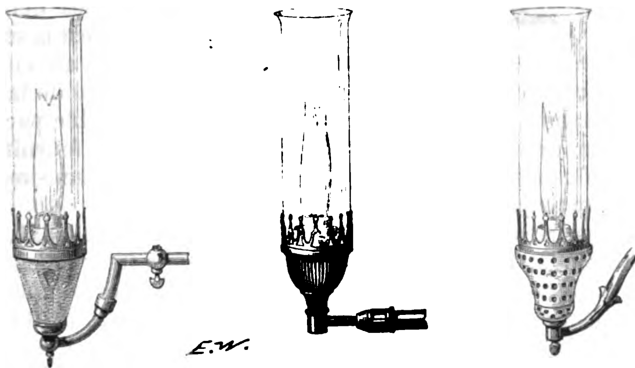


*Fig.* 146.

lique très-fine la partie inférieure des becs par laquelle (*fig.* 146) arrive l'air nécessaire à la combustion, afin de remédier à l'instabilité de la flamme, et d'en augmenter l'éclat. Obligé de traverser les mailles de cette enveloppe qui s'est échauffée, l'air est ralenti dans son mouvement, acquiert une certaine température, et, par ces deux causes, il procure une flamme moins vacillante, une lumière plus belle, et permet de surélever considérablement la hauteur de la flamme sans produire de fumée. Lors même que l'air est violemment agité, les becs munis de l'enveloppe métallique ne cessent d'offrir une grande régularité de lumière, en sorte que l'éclairage fatigue moins la vue, et occasionne moins de ces productions accidentelles de fumée qui salissent les tentures des habitations, les décors, peintures et dorures des salles de spectacle. On remplace souvent la gaze métallique par une feuille de

cuivre jaune, présentant des fentes longitudinales et parallèles dans tout son pourtour. L'effet est le même, avec cet avantage que la poussière s'y accumule moins.

Les becs qui servent à l'éclairage des rues sont formés d'un petit tube épais, à bout sphéroïde, dans lequel est pratiquée, avec un trait de scie, une fente de 1/6 de millimètre de largeur. Le gaz, sortant en lame mince à travers cette ouverture, produit une flamme à surface développée, qui imite à peu près la forme d'une aile de chauve-souris ou d'un éventail; de là les noms de becs *chauve-souris*, de *becs à éventail*, donnés à cette disposition (*fig.* 147.)

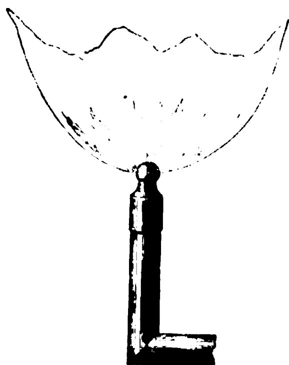


*Fig.* 147.

Le perfectionnement le plus important apporté dans ces derniers temps aux becs à gaz, c'est la substitution de la porcelaine au cuivre, pour les confectionner. Cette matière, peu conductrice de la chaleur, plus dure, plus résistante au nettoyage, inaltérable par l'air et les impuretés du gaz, exige moins d'entretien et fournit une flamme plus régulière et plus belle, parce que la dimension des trous reste toujours la même.

Des expériences nombreuses, faites en grand en 1851, par MM. Slawecki, Eugène Burel et moi, ont démontré que les deux sortes de becs les plus généralement adoptées par les compagnies d'éclairage, consomment par heure (avec une flamme de 8 centimètres de hauteur) :

| | Litres de gaz |
|---|---|
| *Le bec ordinaire* à 20 trous et à diamètre intérieur de 11 millim. | 121,2 |
| *Le bec à blanc* à 12 trous et de même diamètre.............. | 138,7 |

En représentant par 100 le pouvoir éclairant de l'huile brûlée dans une bonne lampe de Carcel de 29$^{\text{millim.}}$,3 de diamètre, on trouve :

| | |
|---|---|
| Pour le gaz de l'éclairage...................... | 127 |
| Pour la bougie de blanc de baleine.............. | 14,40 |
| Pour la bougie stéarique....................... | 14,30 |
| Pour la chandelle de 12 au kilogramme......... | 10,66 |

C'est donc la lumière du gaz qui est la plus éclairante. — C'est aussi celle qui est la plus économique. Il n'y a, à cet égard, aucune incertitude, comme vous allez, Messieurs, en acquérir la preuve.

Le prix de la lumière, comparée à celle obtenue d'une lampe à

mouvement d'horlogerie, brûlant 42 grammes d'huile à l'heure, revient à Paris, d'après Péclet, savoir :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Celle obtenue | de la chandelle | des 12 au kilogramme... | 9 cent. | 80/00 |
| | | des 16 id......... | 12 | » |
| | de la bougie | des 10 id......... | 48 | 60/00 |
| | de l'huile, dans l'appareil le plus avantageux | ........................... | 5 | 80/00 |
| | du gaz de l'huile ou de la houille....... | | 3 | 90/00 |

Il résulte de là que la lumière des bougies de cire est 16 fois plus chère que celle du gaz, et que l'éclairage par le gaz (au prix de 72 centimes les 1,000 litres, sur lequel est basé le calcul), présente, malgré ce haut prix, une économie de près de moitié sur l'éclairage à l'huile, et des deux tiers sur celui du suif ou de la chandelle.

Les chiffres précédents sont bien au-dessous de la vérité, puisque le mètre cube de gaz est actuellement vendu aux consommateurs, 30 centimes à Paris, et 38 centimes à Rouen, et que les prix de l'huile, du suif et de la cire sont bien plus élevés qu'à l'époque où Péclet établissait ses calculs.

Outre le prix de revient moins élevé, ce mode d'éclairage n'est pas sujet aux mêmes inconvénients que celui à l'huile et à la chandelle. Les réverbères à gaz ne sont pas, comme ceux alimentés par l'huile, exposés à des chances multipliées d'extinctions fortuites, soit par la gelée, par la mauvaise qualité de l'huile et l'agitation de l'atmosphère, soit par le défaut de mèches ou le mauvais entretien. Chez les particuliers, outre la grande propreté qu'introduit l'éclairage au gaz, il présente l'avantage d'éviter l'entretien et le soin des lampes, le mouchage des chandelles et les pertes qu'occasionne toujours leur mauvaise qualité. Il y a aussi évidemment moins de chances d'incendie, surtout dans les ateliers, les filatures, où très-souvent le nettoyage des lampes, le coupage des mèches pendant leur ignition, a produit, par la négligence des ouvriers, des incendies fréquents.

Toutes ces considérations vous démontrent suffisamment, Messieurs, l'utilité réelle de l'éclairage au gaz, et doivent vous faire désirer, comme à nous, que cette industrie, immense dans ses résultats économiques, se popularise de plus en plus dans notre belle France, qui est le berceau de sa découverte.

Les frais assez considérables qu'entraîne la distribution du gaz chez les consommateurs, et l'incommodité pour ceux-ci d'avoir des becs fixes, firent naître l'idée, il y a une vingtaine d'années, de réduire le gaz à un petit volume, afin d'en renfermer une suffisante quantité pour l'éclairage durant une soirée, dans

des réservoirs que l'on pût facilement transporter et mettre en communication avec des becs de lampes ordinaires. On comprima donc à 30 ou 40 atmosphères, au moyen d'une pompe foulante et aspirante, du gaz de l'huile dans des récipients cylindriques, en cuivre ou en tôle, à parois très-épaisses, et munis d'un robinet servant à l'introduction du gaz et à sa sortie. Mais cet éclairage au gaz portatif a été bientôt abandonné, parce qu'il n'offrait aucun bénéfice aux vendeurs, et qu'il présentait une foule de dangers.

Depuis, Houzeau-Muiron, de Reims, a imaginé de transporter à domicile le gaz non comprimé dans des espèces d'outres élastiques et imperméables, munies d'un robinet et d'un tuyau. Ces outres sont disposées sur des voitures très-légères, composées d'un grand compartiment en tôle mince, qui enveloppe l'outre de même forme. Quand le conducteur de la voiture veut distribuer le gaz dans les gazomètres des consommateurs, il fait agir une petite manivelle placée à l'extérieur; la manivelle serre des courroies disposées de manière à comprimer l'outre, qui opère alors à la manière d'un soufflet, et chasse le gaz dans le tube d'alimentation. Ce système, qui n'a aucun des inconvénients du gaz portatif comprimé, est adopté dans plusieurs grandes villes telles que Paris, Reims, Sédan, Marseille, mais il ne prend aucun développement, et cela se conçoit. Il n'offre aucun avantage sous le rapport économique, puisque le gaz courant, chassé dans les tuyaux de conduite par une faible pression, ne coûte aucun frais de transport. De plus, les consommateurs ont l'incommodité d'avoir chez eux un gazomètre qui occupe une place considérable, et dont la marche est difficile à régler.

Je n'abandonnerai pas, Messieurs, l'importante industrie qui vient de nous occuper, sans vous parler des dernières tentatives entreprises pour obtenir l'éclairage au gaz à plus bas prix encore que celui auquel il est descendu.

Vous avez vu précédemment que la vapeur d'eau, en passant à travers du charbon incandescent, fournit un mélange d'hydrogène, d'hydrogène carboné, d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. Ce dernier étant absorbé par un lait de chaux, il reste trois gaz éminemment combustibles, mais peu éclairants. En 1832, M. Jobard, de Bruxelles, a eu l'idée de communiquer à ces gaz la propriété qui leur manque, en les saturant de carbures d'hydrogène liquides et volatils, tels que ceux qu'on obtient par la distillation du goudron ou des schistes bitumineux. C'est là ce qu'on a appelé en Belgique et en France le *gaz à l'eau*, et en Angleterre l'*hydro-carbon-gaz*.

M. Selligue, en 1834, a monté aux Batignolles, près Paris, une usine qui a fonctionné d'après ce principe. Le gaz, provenant de

la décomposition de l'eau par le charbon de bois, pénétrait dans des cylindres de fonte remplis de chaînes de fer ou de ferrailles, portées au rouge, et sur lesquelles coulait un filet continu d'huile de schiste; le gaz très-carboné fourni par celle-ci, en se mêlant au gaz de l'eau, communiquait à ce dernier un pouvoir éclairant considérable, et le faisait brûler avec une belle flamme non fuligineuse. L'entreprise de M. Selligue n'eut pas de suite, parce que le prix de revient de son gaz était trop élevé (1).

Plus récemment, M. Leprince, de Liége, a monté à Boussu, près de Mons, une usine qui paraît être dans de meilleures conditions. L'eau est décomposée par du coke incandescent dans la même cornue où s'opère la distillation de la houille; celle-ci est séparée du coke par une cloison longitudinale, mais elle est en communication avec lui par l'extrémité opposée au siphon distributeur des gouttes d'eau qui tombent sur le coke incandescent. Il s'ensuit que le gaz parcourant ce conduit latéral en compagnie d'une certaine quantité de vapeur aqueuse échappée à la décomposition, l'oxyde de carbone se trouve transformé en acide carbonique par l'action de la chaleur humide et le gaz hydrogène va traverser la masse de houille dont il accélère la distillation d'une manière très-rationnelle, tout en se saturant aux dépens du goudron du pouvoir éclairant qui lui manquait, et tout en conservant sa puissance éclairante qu'il perd ordinairement par un trop long séjour dans les cornues. L'opération est d'autant plus complète que le gaz hydrogène pur, qui occupe, comme on sait, un volume trois fois plus considérable que le gaz bicarboné, se contracte et se condense pour ainsi dire, en se surcarburant pendant sa rapide traversée. L'opération a lieu en moitié moins de temps que de coutume, c'est-à-dire en trois heures au lieu de six.

M. Leprince obtient donc, de sa nouvelle cornue, 40 à 50 p. 100 de plus que les autres d'une même quantité de houille, en moitié moins de temps qu'aujourd'hui; 100 kilogrammes de houille lui donnent, en effet, 34 mètres cubes d'un gaz très-dense, sans laisser de goudron dans les conduits. Ce gaz est, dit-on, d'une densité telle qu'un bec de 40 jets, dépensant 171 à 188 litres et demi par heure, éclaire comme 26 bougies de cire des 12 au kilogramme.

En 1846, M. Gillard a modifié le système précédent. Au lieu de carburer le gaz hydrogène de l'eau, il lui donne le pouvoir éclairant en interposant tout simplement au milieu de sa flamme

(1) Ces gaz à l'eau, qui contiennent moins d'oxyde de carbone, qui sont plus purs, ont l'inconvénient, à cause de leur pureté, de ne pas indiquer leur fuite, à défaut de toute odeur. C'est donc un grand inconvénient qui fait qu'on doit donner la préférence, quant à présent, au gaz ordinaire, dont l'odeur est une sorte de clochette d'avertissement en cas de fuite.

un petit cylindre formé par une toile de platine à mailles et fils très-fins. Le métal, porté au rouge blanc par la combustion du gaz, devient resplendissant de lumière et persiste dans cet état tant que le gaz hydrogène l'entoure. C'est donc la toile de platine qui éclaire, et comme elle est immobile, l'œil n'est point fatigué de son éclat, contrairement à ce qui arrive avec la flamme du gaz ordinaire qui est vacillante, irrégulière et d'intensité variable. C'est à ce mode d'éclairage nouveau qu'on donne le nom très-impropre de *gaz-platine*.

Le gaz de M. Gillard, obtenu par la décomposition de l'eau au moyen du charbon de bois est composé, au sortir de la cornue, ainsi qu'il suit, d'après MM. Barruel et Jacquelain :

| | |
|---|---|
| Vapeur d'eau | 2 |
| Acide carbonique | 2 |
| Air | 5 |
| Oxyde de carbone | 14,7 |
| Gaz hydrogène | 76,3 |
| | 100,0 |

On le purifie en le faisant passer sur des cristaux de soude qui absorbent l'acide carbonique.

Ce gaz est donc très-pur, inodore, et brûle sans aucune fumée; aussi a-t-il été adopté dans les magasins et ateliers de dorure et argenture galvaniques de MM. Christofle et comp. de Paris. Son pouvoir éclairant est un peu supérieur à celui du gaz de houille; il est exprimé par 130, au lieu de 127. Un bec Gillard consomme 227 litres à l'heure. Le mètre cube de ce gaz revient à 17 centimes.

Malgré tous ses avantages, le *gaz-platine* de M. Gillard ne paraît pas devoir supplanter le gaz de la houille pour l'éclairage, mais il pourrait le remplacer pour le chauffage, car il jouit d'un pouvoir calorifique bien plus élevé; déjà, chez M. Christofle, on l'emploie avec succès pour faire les soudures des grosses pièces d'orfévrerie.

Parmi les nombreux produits volatils qui accompagnent le gaz de la houille, il en est un que nous avons déjà signalé plusieurs fois sous le nom de *sulfure de carbone*, et sur lequel il est nécessaire d'insister quelques instants en raison du rôle de plus en plus considérable qu'il est appelé à jouer dans l'industrie.

### Du Sulfure de Carbone.

Toutes les fois qu'on fait passer du soufre en vapeur à travers une masse de charbon incandescent, les deux métalloïdes se

combinent dans les rapports de 2 à 1 en volumes, ou en poids dans ceux de :

| | |
|---|---|
| Soufre................................ | 84,21 |
| Carbone.......................... .. | 15,79 |
| | 100,00 |

et il en résulte un liquide incolore, très-mobile et très-volatil, puisqu'il bout à + 48 degrés, d'une saveur âcre et brûlante, d'une odeur infecte rappelant en quelque sorte celle des choux pourris. Ce liquide, plus dense que l'eau (1,271), à laquelle il ne peut s'unir, mais très-soluble, au contraire, dans l'esprit-de-vin, l'éther et les huiles, c'est le *sulfure de carbone*, découvert en 1796 par le chimiste Lampadius.

On l'obtient, dans les laboratoires, en introduisant de temps en temps dans une cornue de grès A remplie de braise concassée et portée au rouge des fragments de soufre, au moyen d'un tube de porcelaine d'un petit diamètre B qui entre dans la tubulure supérieure de la cornue et y pénètre jusqu'à son fond. La cornue est placée, comme le montre la figure 148, dans un fourneau à réverbère; à son col est fixé une allonge en verre C qui communique avec un flacon-récipient D, placé au centre d'un vase E rempli d'eau froide. Le flacon-récipient est muni d'un tube F pour la sortie de l'air dilaté et des vapeurs non condensées. Dès qu'un fragment

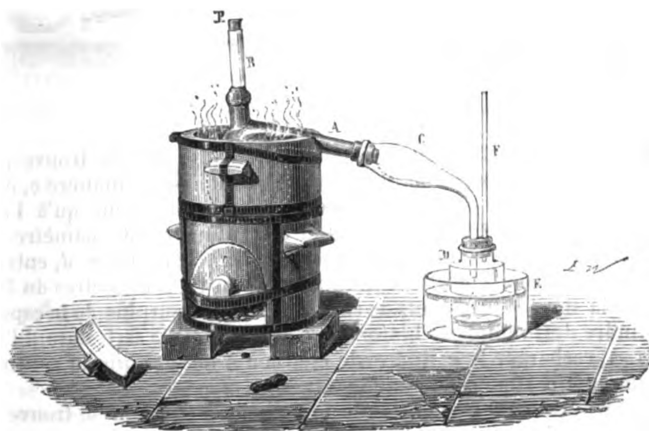



*Fig.* 148.

de soufre est introduit dans le tube de porcelaine, on ferme celui-ci avec un bouchon de liége P; le soufre, arrivé au fond de la cornue, s'y fond et s'y vaporise; sa vapeur, traversant la masse de charbon rouge, donne naissance à du sulfure de carbone, qui se condense dans l'allonge, et

coule dans le récipient. En continuant de la même manière pendant quelques heures, on obtient plusieurs centaines de grammes d'un sulfure jaune, tenant du soufre en dissolution, mais dont on le débarrasse facilement au moyen d'une distillation au bain-marie dans une cornue de verre.

L'énorme consommation que l'on fait actuellement de ce composé pour la dissolution et la volcanisation du caoutchouc, a conduit naturellement les industriels à chercher les moyens de le produire en grandes masses et par conséquent à très-bas prix. Voici un des appareils imaginés dans ce but par M. Péroncel :

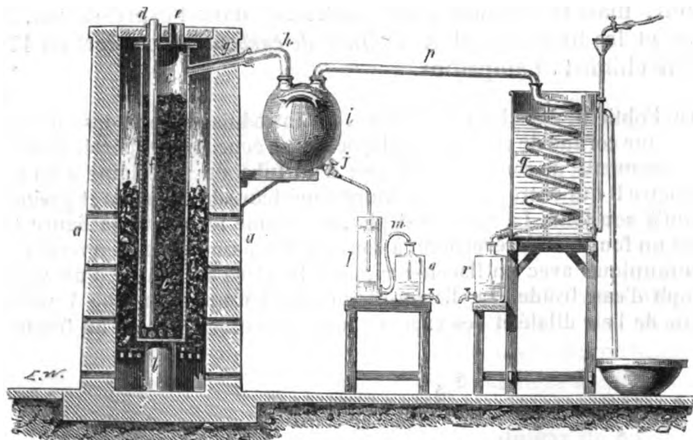


*Fig.* 149.

Dans un four vertical en maçonnerie *a a* (*fig.* 149) se trouve placé debout, sur un support en fonte *b*, un cylindre de même matière *c*, enveloppé d'une chemise en terre à creuset, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur. Ce cylindre a 2 mètres de haut et 30 centimètres de diamètre. Son couvercle est muni de deux ajutages *d* et *e*; dans le premier, *d*, entre un tube en porcelaine *f* qui descend jusqu'à 8 ou 10 centimètres du fond, reposant là sur des fragments de coke dur; tout le surplus de la capacité du cylindre *c* est rempli de braise. Le second ajutage *e* sert, durant l'opération, à recharger le cylindre de charbon à mesure que le soufre en entraîne une partie en s'y combinant.

A la partie supérieure et latérale du cylindre à charbon se trouve une allonge métallique *g* qui est en communication par un tube coudé en grès *h* avec une tourille en grès à deux tubulures *i*, qui fait office de condensateur. Celle-ci porte à sa partie inférieure un robinet *j* destiné à conduire le sulfure de carbone liquéfié dans un récipient florentin *l* rempli d'eau; de ce dernier vase, le sulfure, rassemblé au fond de l'eau, s'écoule par le bec siphon *m* dans un récipient à robinet *o*.

La portion de sulfure de carbone qui persiste à l'état de vapeur dans la

tourille passe, au moyen du tube en grès *p*, dans un serpentin en grès ou en zinc *q*, d'où le liquide condensé s'écoule dans le récipient *r*; il est beaucoup plus pur, mais moins abondant que le sulfure recueilli dans le récipient florentin *l*. Dans tous les cas, on rectifie le tout dans un alambic en zinc pourvu d'un bain-marie.

L'appareil que nous venons de décrire permet d'obtenir journellement 100 kilogrammes de sulfure de carbone. Seulement il y a nécessité de remplacer tous les huit jours le cylindre *c*, qui se trouve promptement corrodé malgré son enduit intérieur de terre argileuse.

Éminemment combustible, le maniement du sulfure de carbone n'est pas sans danger, car il s'enflamme, au contact de l'air, même à une assez grande distance des corps embrasés, en raison de la tension considérable de sa vapeur. Il brûle avec une flamme bleue, en produisant des acides carbonique et sulfureux.

On emploie très-souvent ce liquide pour opérer des effets de congélation ou de grand refroidissement, attendu que sa vaporisation spontanée dans l'air produit un abaissement de température équivalant à — 48 degrés, et que, sous le vide de la machine pneumatique, le froid développé correspond à — 64 degrés.

Comme, d'un autre côté, ce même liquide n'a pu être jusqu'à présent solidifié, on s'en sert avec avantage pour construire des thermomètres destinés à indiquer de très-basses températures.

Mais c'est surtout comme dissolvant des corps gras et du caoutchouc que le sulfure de carbone joue un rôle important dans l'industrie. Nous verrons plus tard comment, par son intermédiaire, on arrive à modifier les propriétés du caoutchouc et à en faire ce qu'on appelle improprement le *caoutchouc volcanisé*.

---

# QUINZIÈME LEÇON.

## DES PHÉNOMÈNES DE LA COMBUSTION ET DE LA FLAMME.

SOMMAIRE. — De la COMBUSTION. — Théorie de Lavoisier. — Théorie des chimistes modernes. — De la FLAMME. — Cause de sa production, de son éclat. — Moyens d'en augmenter l'intensité et la chaleur. — Du chalumeau simple. — Du chalumeau de Clarke. — Structure de la flamme. — Pouvoir refroidissant des tissus métalliques. — Découverte de sir Humphry Davy. — De la lampe de sûreté. — Des appareils d'Aldini. — Histoire de l'amiante.

### De la Combustion.

Il n'est certainement pas, Messieurs, de phénomène plus curieux et qui se manifeste plus fréquemment, que celui de la

production du feu au contact de certains corps. Ce phénomène, connu depuis longues années sous le nom de COMBUSTION, a attiré de tout temps l'attention des chimistes et des physiciens, et son explication a toujours été regardée comme une des bases de la théorie chimique. Maintenant que nous connaissons les principaux éléments combustibles et la plupart de leurs composés inflammables, nous pouvons essayer d'analyser ce phénomène et rechercher les causes qui lui donnent naissance.

Et d'abord, ainsi que nous l'avons dit dans une de nos premières leçons, ce nom de *combustibles* ne s'applique plus uniquement au bois, au charbon, aux huiles et autres corps employés à la production de la chaleur et de la lumière pour nos besoins journaliers; on doit l'étendre à toute substance susceptible d'éprouver un changement quelconque dans ses propriétés, en produisant le phénomène de la chaleur et de la lumière, ou de l'*ignition*.

Les anciens s'étaient fait de la combustion une idée qui nous paraît aujourd'hui bien peu rationnelle; et cependant elle était la seule qui pût se présenter à l'esprit des théoriciens de ces temps, où le germe des sciences exactes était à peine développé. Ils regardaient le *feu* comme un élément engagé mécaniquement entre les particules des corps. Si, par un moyen quelconque, l'approche d'un corps enflammé, par exemple, on venait à opérer le déchirement des enveloppes qui emprisonnaient cet élément, aussitôt, en raison de sa force expansive, il se dégageait de l'intérieur de ces corps, et produisait alors le phénomène de la combustion (1).

Il faut traverser les siècles et arriver à la fin du dix-septième, avant de trouver quelque explication tant soit peu raisonnable du fait dont nous nous occupons. Boyle, savant physicien-chimiste, né à Londres en 1626, fut le premier qui s'aperçut, vers 1672, qu'une lumière s'éteint plus rapidement dans le vide que dans l'air, et que sans air on ne peut produire ni entretenir la flamme (2). L'expérience capitale qu'il fit, consistait à placer une bougie enflammée sous le récipient de la machine pneumatique, et à soutirer l'air de dessous ce récipient, ainsi que nous le faisons. Il vit, et vous pouvez le remarquer vous-mêmes, qu'à mesure qu'on

---

(1) Cependant, Héraclite (500 ans avant J.-C.) avait une idée plus exacte du feu que tous ses successeurs, puisqu'il dit : « *Le feu tire son aliment des parties subtiles de la matière* (de l'air). » — Diog. Laërt., IX, § 9.

(2) Il est juste de dire cependant que, dès le treizième siècle, Roger Bacon professait déjà les saines idées de Boyle. En effet, le célèbre alchimiste cordelier rappelle, dans son livre de la *Grande Alchimie*, que l'air est l'aliment du feu, et il s'appuie sur l'expérience suivante : « Lorsqu'on allume une lampe d'huile et qu'on l'emrpisonne sous un vase, on voit qu'elle ne tarde pas à s'éteindre ; c'est qu'elle manque d'air. »

raréfie l'air, le volume et l'intensité de la flamme diminuent progressivement, et enfin que la combustion cesse dès que le vide est obtenu. Il en tira cette conséquence, que l'air contient les éléments nécessaires à la combustion et à la production de la flamme, mais il n'alla pas plus loin. Ce fut Lavoisier qui, comme je vous l'ai appris, découvrit le rôle de l'air dans cette circonstance, en isolant les deux principes de ce fluide et en reconnaissant dans l'un d'eux, l'oxygène, l'unique soutien de la combustion.

Lavoisier généralisa ce principe, que la combustion n'est autre chose que la combinaison de l'oxygène avec les corps, accompagnée d'un dégagement de chaleur, et parfois d'un dégagement de lumière. Ainsi, le feu de nos foyers, la lumière de nos lampes, sont dus à la même cause qui fait rouiller les métaux exposés au contact de l'air, bien que, dans ce cas, la manifestation de la lumière n'ait pas lieu. C'est toujours la fixation de l'oxygène qui, d'après Lavoisier, produit les changements remarquables que présentent les corps soumis à l'action de l'air. Mais, suivant la rapidité avec laquelle s'effectue cette fixation, des phénomènes plus ou moins sensibles apparaissent. Toutes les fois que l'oxygénation est prompte, par suite de la grande affinité des corps combustibles pour l'oxygène, il y a ignition; parce que la chaleur, dégagée par le fait de la solidification du gaz, s'élève rapidement et atteint bientôt 600 degrés centigrades, terme où le calorique devient lumière. Lorsque l'affinité de l'oxygène pour les corps combustibles est peu prononcée, l'absorption et la solidification du premier ne s'opèrent que lentement; par conséquent il n'y a que peu de chaleur dégagée à la fois, et dès lors il ne saurait y avoir production de lumière.

La plus ou moins grande quantité de calorique qui devient libre, au moment de l'oxygénation d'un corps, est donc la cause de la diversité des phénomènes qui se présentent. Il y a par conséquent deux espèces de combustion, la *combustion rapide* et la *combustion lente*.

Vous vous rappelez sans doute cette belle expérience où le fer s'est rapidement consumé au sein du gaz oxygène; c'était là un cas de combustion rapide (*fig.* 150). Eh bien! laissez dans l'air humide une tige du même fer, vous la verrez bientôt se recouvrir, de place en place, d'une rouille qui plus tard envahira toute sa surface. Il y aura là oxygénation, combustion, mais combustion lente, sans aucun de ces effets qui vous ont frappé dans l'autre expérience.



*Fig.* 150.

Depuis Lavoisier, la science, qui n'a cessé de marcher, s'est enrichie de nouveaux faits qui ont obligé les chimistes à mo-

difier la théorie de la combustion, émise par l'illustre chef de l'école française. On a reconnu que la production du feu ne caractérise point exclusivement la fixation de l'oxygène sur les corps combustibles, puisqu'elle s'observe également pendant la combinaison de ces corps combustibles eux-mêmes ou de composés déjà saturés d'oxygène. Ainsi, le phosphore, l'arsenic en poudre, mis subitement en présence du chlore, prennent feu et brûlent comme au sein de l'oxygène, mieux même, car il n'est pas nécessaire de faire intervenir la chaleur. Certains métaux pulvérisés, tels que l'antimoine, le bismuth, que l'on projette dans un flacon plein du même gaz verdâtre, s'embrasent aussitôt, et tombent au fond du vase en imitant une pluie de feu. Du soufre et du plomb, qu'on chauffe légèrement dans un ballon de verre, s'unissent en dégageant tant de chaleur, que le fond du ballon devient incandescent. La chaleur développée pendant l'extinction de la chaux vive, peut élever la température au point d'enflammer le bois, le soufre, la poudre à canon.

Enfin, il est bien constaté que toutes les fois que deux corps en présence manifestent l'un pour l'autre une certaine tendance, la combinaison est constamment accompagnée d'une élévation de température qui s'accroît d'autant plus que l'affinité mutuelle des corps est plus grande, et qui peut même aller, dans certains cas, jusqu'à l'incandescence.

Nous poserons donc comme un principe général, que, dans toute combinaison ou réaction chimique, il y a une production de chaleur qui est en rapport avec l'affinité des corps, et nous dirons désormais qu'il y a *combustion* toutes les fois que, dans une réaction quelconque, le phénomène du feu se produit.

Il nous resterait à savoir d'où provient ce dégagement de chaleur et de lumière qui accompagne la combinaison des corps. Je me bornerai à vous apprendre que les chimistes modernes l'ont trouvé dans des effets électriques produits dans l'intérieur des corps qui réagissent ensemble. Dans les cours de physique, on vous parlera de ces effets, et on vous démontrera que la réunion des deux électricités qui composent le fluide électrique naturel est une source abondante de feu. Vos connaissances chimiques ne sont pas encore assez avancées pour qu'une pareille question puisse être actuellement traitée avec profit pour vous.

On a souvent besoin, dans les descriptions, d'indiquer les divers degrés de température auxquels les corps réagissent, ou qui se produisent dans les actions chimiques. Pour les températures élevées, c'est-à-dire qui dépassent le point d'ébullition de l'eau, on fait usage de termes qui rappellent à peu près la couleur de la lumière produite. Lorsque la chaleur n'est pas encore arrivée jusqu'à l'incandescence, on l'appelle *chaleur obscure*. Les diverses appa-

rences lumineuses sont nommées, à partir de ce terme, ainsi que vous allez le voir dans le tableau suivant dû à M. Pouillet :

| Couleur que prend le platine. | Température correspondante. | Couleur que prend le platine. | Température correspondante. |
|---|---|---|---|
| Rouge naissant...... | 525° | Orangé foncé....... | 1100° |
| Rouge sombre....... | 700 | Orangé clair........ | 1200 |
| Cerise naissant....... | 800 | Blanc.............. | 1300 |
| Cerise............... | 900 | Blanc soudant...... | 1400 |
| Cerise clair.......... | 1000 | Blanc éblouissant... | 1500 |

## De la Flamme.

Tout corps solide qui est *fixe* par lui-même, c'est-à-dire non susceptible de se réduire en gaz, devient *rouge de feu* par l'action d'une haute température, mais ne produit jamais de flamme. Un charbon fortement calciné et porté au rouge, présente ce fait d'une manière bien évidente.

Tout corps, au contraire, qui est gazeux ou qui peut le devenir en tout ou en partie par l'action du feu, brûle toujours avec flamme. Le gaz hydrogène, le soufre, le phosphore, sont dans ce cas.

D'après cela, la FLAMME est une *matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse*, c'est-à-dire dont la température atteint au moins 600 degrés du thermomètre centigrade, puisque c'est à ce degré de chaleur que la lumière se manifeste toujours (1).

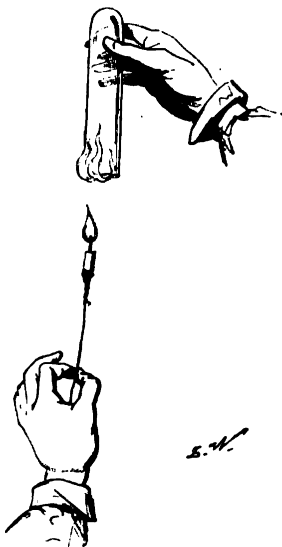


Fig. 151.

Cette haute température de la flamme est occasionnée par le calorique qui se dégage lorsque les gaz ou les vapeurs combustibles s'unissent avec l'oxygène de l'air. Ce qui démontre la vérité de cette assertion, c'est que la flamme n'est lumineuse que sur la couche très-mince où s'opère la combustion du gaz de la flamme. Qu'on abaisse, en effet, une gaze métallique sur la flamme d'une bougie ou d'un jet de gaz hydrogène bicarboné, on observera très-facilement qu'elle est creuse et obscure dans son centre, et que ses bords seuls sont éclairés, parce que c'est seulement dans cette partie que les gaz rencontrent l'oxygène de l'air et s'y

(1) Les anciens ont eu certainement quelques notions, quoique très-vagues, de la nature de la flamme. Ainsi, il y a plus de quinze cents ans que Théophraste disait : « Il n'est pas irrationnel de croire que la flamme est entretenue par un souffle ou un corps aériforme. » Galien disait plus tard que la flamme est un *air enflammé*.

unissent. Qu'on approche une bougie de l'orifice d'une cloche pleine d'hydrogène (*fig.* 151), maintenue dans une position renversée, c'est-à-dire l'ouverture tournée vers la terre, il n'y aura combustion et inflammation que dans ce point ; la flamme ne se propagera pas dans l'intérieur de la cloche, parce que le gaz qui s'y trouve n'est pas soumis au contact de l'air.

Il résulte de là qu'à l'intérieur la flamme a une température bien plus basse qu'à l'extérieur. On en acquiert la preuve en plongeant un fil métallique dans la flamme d'une bougie : il devient promptement rouge dans les points où il rencontre la surface extérieure, tandis qu'il reste noir dans la partie centrale.

Suivant sir Humphry Davy, la température de la flamme surpasse la chaleur blanche des corps solides. Tous ces corps, en effet, tenus au milieu des flammes ordinaires, deviennent *blancs* de chaleur, et, dans cette circonstance, ils augmentent singulièrement l'intensité et l'éclat de la lumière. L'hydrogène, l'oxyde de carbone ne projettent qu'une lueur très-faible lors de leur combustion dans l'air ou l'oxygène. On donne aussitôt un grand éclat à leur flamme, en y introduisant un corps solide même incombustible, telle que l'amiante très-fine, une gaze métallique, etc,

Ce principe nous explique l'intensité de la lumière de ces flammes dans lesquelles une matière solide et fixe est produite dans la combustion, et la faiblesse de celles dans lesquelles il n'apparaît qu'une matière gazeuse ou volatile. La lumière qui se manifeste pendant la combustion du phosphore, du zinc, dans l'oxygène ou l'air, n'est si vive que parce que, dans ce cas, il se forme de l'*acide phosphorique*, de l'*oxyde de zinc*, corps fixes qui restent interposés en partie au milieu de la flamme développée. La lumière du soufre, de l'hydrogène, de l'oxyde de carbone, n'est si faible que parce que les produits de la combustion, l'*acide sulfureux*, l'*eau*, l'*acide carbonique*, sont gazeux par eux-mêmes ou se réduisent en vapeurs. La flamme du gaz hydrogène bicarboné ou du gaz-light est très-brillante, parce qu'il se dépose dans son centre du charbon très-divisé qui devient incandescent. Il en est de même de la lumière de nos chandelles, de nos bougies, de nos lampes ; elle doit son éclat au dépôt de charbon qui se fait à l'intérieur de la flamme. Il est facile de constater ce dépôt de charbon, en plaçant transversalement (*fig.* 152) une toile métallique au milieu de la longueur d'une de ces flammes : on voit s'élever une fumée épaisse et noire au-dessus de la toile.

La chaleur des flammes n'est pas toujours en rapport avec l'intensité de leur lumière. La flamme qui produit la plus haute température est celle qui résulte de l'inflammation d'un mélange de 1 volume d'oxygène et de 2 volumes d'hydrogène fortement com-

primé; elle est à peine visible, cependant, à la lumière du jour. La flamme de l'hydrogène bicarboné est bien plus dense et plus brillante que celle de l'hydrogène pur, et cependant, cette dernière répand plus de chaleur que la première.



*Fig.* 152.

Il est possible d'augmenter singulièrement la chaleur des flammes, en dirigeant sur elles un courant d'air qui, insuffisant toutefois pour les refroidir et les éteindre, active vivement la combustion des gaz qui les produisent. L'instrument qui sert à cet objet porte le nom de *chalumeau*. Ce n'est autre chose, comme l'indique son nom, qu'un tube de verre ou de métal dont un bout est arqué, et dont le canal intérieur va en se rétrécissant jusqu'à ne former, à cette extrémité, qu'une ouverture aussi fine que le serait un trou fait avec une aiguille (*fig.* 153). C'est cette ouverture qu'on tient contre la flamme, pendant qu'on souffle par l'autre bout avec la bouche. Comme la vapeur humide qui sort des poumons se dépose dans le tube et l'obstrue, il y a, vers la courbure du chalumeau, une ampoule ou petite sphère creuse où le liquide se réunit. Le jet d'air que l'insufflation produit par le bout capillaire, n'est plus interrompu par les globules aqueux qui s'y mêleraient sans cette disposition.



*Fig.* 153

Les orfévres, les émailleurs, les bijoutiers, les essayeurs de monnaies, font un fréquent usage du chalumeau, depuis une époque très-reculée, pour opérer des soudures de peu d'étendue, monter des diamants, faire des essais, enfin, toutes les fois qu'ils veulent fondre une petite quantité de métal ou d'alliage.

Cet instrument fut longtemps employé dans les arts avant qu'on ne songeât à l'utiliser pour les essais chimiques. Anton-Swab, métallurgiste suédois, fut le premier qui en fit l'application à l'essai des minéraux, vers l'an 1738. Depuis, l'usage en est devenu indispensable aux chimistes et aux minéralogistes, qui reconnais-

sent, par ce moyen, avec une promptitude et une précision remarquables, la nature et les principaux caractères des plus petites quantités de substances minérales.

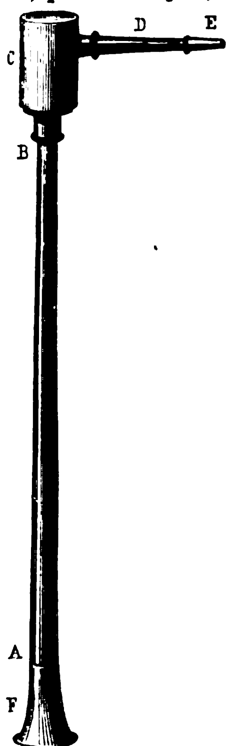


*Fig.* 154.

Le chalumeau des orfévres a été modifié et perfectionné par Bergmann et surtout par Gahn, chimistes suédois, qui ont porté l'art de l'analyse par le chalumeau à un point de perfection inimaginable. Le dernier avait acquis, dans ce genre d'essais, une telle habileté, qu'il déterminait la nature d'une matière que l'on avait peine à apercevoir à l'œil nu, tant sa quantité était minime.

La figure 154 reproduit ce chalumeau des minéralogistes. Le tube conique AB est muni d'une embouchure F en ivoire; il entre dans une chambre C destinée à condenser l'humidité de l'air insufflé; le tube D, par lequel ce dernier sort de la chambre, est terminé par un bec en platine E à ouverture capillaire, qui recouvre à frottement le bout du tube.

Le chalumeau porte au milieu de la flamme une masse d'air condensé qui chasse devant lui un torrent de matières combustibles qu'elle contient et qui brûlent alors très-rapidement. La flamme prend la disposition suivante (*fig.* 155). Ce *dard* de feu présente dans son centre un jet de *flamme bleue* dont l'extrémité *b* est le point où se développe la plus haute température; mais comme il y a encore beaucoup de vapeurs combustibles non brûlées, cette partie de la flamme est tout à la fois *fondante et désoxydante*. La pointe extrême du dard *c*, qui est à peine lumineux, contient un excès d'oxygène, aussi est-elle très-*oxydante*. Ces deux parties de la flamme, qui permettent ainsi de produire à volonté sur la substance qu'on y expose deux effets contraires, sont dis-

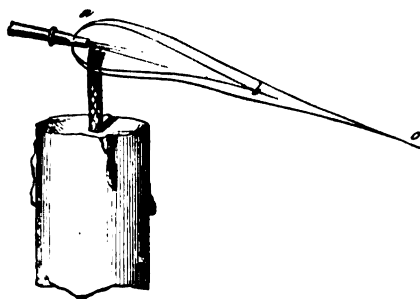


*Fig.* 155

tinguées par les noms de *feu de réduction* et *feu d'oxydation.*

Il faut une certaine habitude pour obtenir un courant d'air continu avec le chalumeau sans se fatiguer. Si l'on souffle trop doucement, l'effet est médiocre; si l'on souffle trop fort, l'impétuosité du courant d'air enlève la chaleur aussitôt qu'elle est développée, et la flamme disparaît. C'est ce qui arrive quand on souffle vivement avec la bouche sur une chandelle allumée pour l'éteindre.

Ce chalumeau, malgré la très-haute chaleur qu'il communique à la flamme, ne suffit pas, cependant, pour opérer la fusion des substances désignées sous le nom de *réfractaires*, parce qu'elles résistent aux plus violents feux de forge. Pour celles-ci, on alimente alors le chalumeau, non plus avec l'air de la poitrine, mais avec un mélange fortement comprimé d'oxygène et d'hydrogène, fait dans les proportions nécessaires à la formation de l'eau. La chaleur qui se développe dans ce cas est si forte, qu'il n'y a aucun corps de la nature qui ne se fonde et ne se volatilise immédiatement. C'est ainsi qu'on est parvenu à opérer, en peu d'instants, la fusion de substances regardées, pendant longtemps, comme absolument infusibles, telles que le platine, le palladium, la chaux, le sable, le grès, la porcelaine dure, etc.

Le professeur Robert Hare, de Philadelphie, est le premier qui ait pensé à construire un chalumeau à gaz oxygène et hydrogène condensés.

L'appareil employé pour obtenir une aussi haute élévation de tempéra-

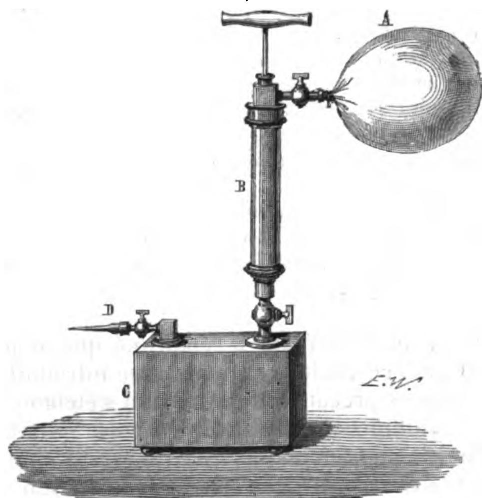



*Fig.* 156.

ture consiste (*fig.* 156) en une caisse métallique C à parois très-résistantes,

de la contenance de 1 ou 2 litres, à laquelle se trouve adaptée une pompe foulante et aspirante B. Au moyen de cette pompe on introduit et on comprime dans la caisse un mélange de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxygène, contenu dans une vessie A en communication avec

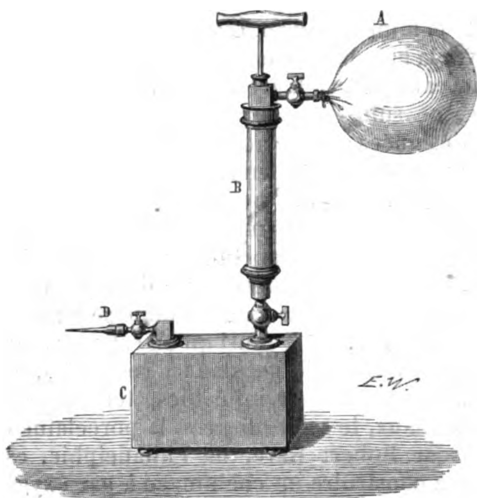



*Fig.* 156.

le corps de pompe. A l'autre extrémité de la face supérieure de la caisse est un tuyau coudé à angle droit D, qui se termine en pointe capillaire, laquelle n'est point perméable à la flamme. C'est par ce tuyau que s'échappe le jet de gaz que l'on doit enflammer, lorsqu'on tourne le robinet qui s'oppose à sa sortie. Mais, afin que l'inflammation ne puisse se propager dans l'intérieur du mélange gazeux, la capacité de la caisse est divisée par des cloisons à travers lesquelles le gaz ne peut s'échapper qu'en traversant une couche d'huile et plusieurs toiles métalliques très-fines.

Cet appareil est connu sous le nom de *Chalumeau de Clarke*. C'est le même que celui de Brook ou de Newmann, à la seule différence des toiles métalliques et de l'huile, nécessaires pour diminuer les dangers que l'on court en faisant des expériences de ce genre.

M. Skidmore, de New-York, a remarqué que le jet lumineux qu'on obtient avec ce chalumeau peut être introduit sous l'eau, à l'aide de quelques précautions, sans qu'il s'éteigne. La flamme, dans l'eau, est globuleuse; elle brûle le bois, rougit les fils métalliques; aussi le physicien américain pense-t-il que les marins trouveront, à la guerre, les moyens d'appliquer son observation.

On ne saurait prendre trop de précautions en expérimentant avec cet appareil; car la moindre étincelle qui pénétrerait dans

le chalumeau, causerait l'inflammation subite du mélange gazeux, et, par suite, une explosion terrible qui pourrait frapper de mort l'opérateur! C'est un effet de ce genre qui a failli tuer l'ingénieur Conté, et qui l'a privé de la vue pour le reste de ses jours.

On évite aujourd'hui les accidents de ce genre, en renfermant chacun des deux gaz dans un réservoir particulier, et en n'opérant leur mélange que sur de très-petites quantités à la fois, et presque à l'orifice capillaire du bec du chalumeau. On se sert, pour cela, de gazomètres imaginés par M. Mitscherlich; la figure 157 en reproduit un modèle.

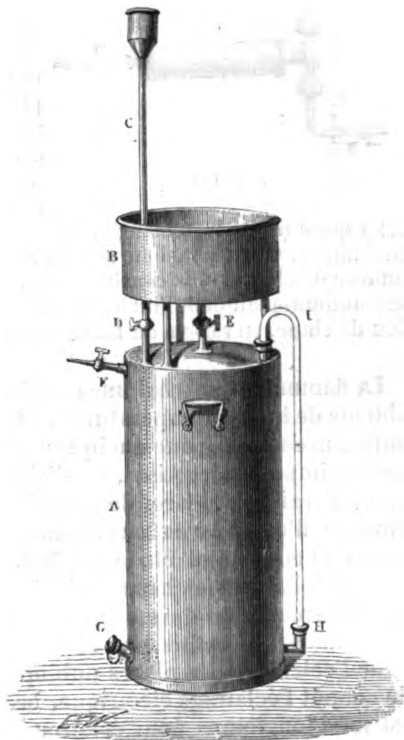


*Fig.* 157.

Cet appareil consiste en un vase cylindrique A, en cuivre ou en forte tôle vernie, d'une quarantaine de litres de capacité, surmonté d'une cuvette B de même matière. Celle-ci est supportée par quatre montants métalliques, dont deux sont creux et armés de robinets D, E. Le tube D descend jusqu'au fond du réservoir A, tandis que le tube E se termine à sa partie supérieure. Au bas du vase A existe une tubulure G, assez large, qu'on ferme par un bouchon à vis en plomb. Dans le haut du même vase, et sur l'un des côtés, se trouve un tube à robinet F pour la sortie du gaz. Du côté opposé est adapté un indicateur en verre IH, pour montrer le niveau de l'eau dans l'intérieur du gazomètre.

Lorsque le réservoir A et la cuvette B sont remplis d'eau, que tous les tubes à robinet sont fermés, on dévisse le bouchon de la tubulure inférieure G, et l'on engage dans celle-ci l'extrémité du tube de dégagement du gaz dont on veut charger le gazomètre. A mesure que ce gaz monte à la partie supérieure du réservoir, il déplace un pareil volume d'eau qui s'échappe par la même tubulure. Lorsque le réservoir est presque entièrement rempli, on bouche cette tubulure, et, quand il s'agit d'avoir un jet de gaz, on ouvre les robinets des tubes D et F; l'eau de la cuvette B, en descendant, détermine la sortie du gaz en F; son écou-

lement peut être réglé à volonté, puisqu'il suffit de laisser entrer plus ou moins d'eau dans le réservoir par le tube D.

Si, maintenant, on adapte (*fig.* 158) aux tubes de sortie F de deux gazomètres, l'un rempli d'hydrogène, l'autre d'oxygène, les deux branches latérales O et H d'un tube en laiton A, qui est rempli de rondelles de toiles métalliques superposées et qui est terminé par un bec de chalumeau en platine B, il est évident qu'en réglant par le robinet R, l'écoulement des deux gaz de manière qu'il arrive dans le tube A deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène, on aura dans cet espace limité le mélange convenable pour brûler à l'extrémité du chalumeau. On pourra donc produire tous les effets calorifiques du chalumeau de Clarke, sans courir aucun danger, puisque, si l'inflammation se communiquait dans l'intérieur du tube, l'explosion se réduirait à fort peu de chose, en raison du faible volume du mélange détonant.

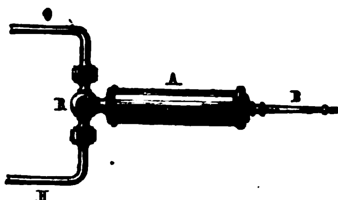


*Fig* 158.

La flamme de ce chalumeau a été non-seulement utilisée pour obtenir de hautes températures et fondre les corps les plus réfractaires, mais aussi pour quelques applications industrielles d'une grande importance. Ainsi, en dirigeant cette flamme sur un fragment d'argile, M. Hare, de Philadelphie, obtint le premier une lumière d'un éclat extraordinaire, aussitôt que l'argile fut suffisamment échauffée. Plus tard, MM. Gurney et Drummond substituèrent à l'argile la chaux, qui n'a pas besoin d'une température aussi élevée pour devenir resplendissante. On a songé à utiliser cette lumière, 140 fois plus faible seulement que celle du soleil, pour l'éclairage des places publiques et des phares, avant qu'on ne connût l'éclairage électrique, beaucoup plus puissant. On s'en est servi longtemps pour éclairer les microscopes à gaz. Le lieutenant Drummond fut le premier qui fit usage, en 1830, de la lumière du chalumeau à gaz, pour illuminer une montagne enveloppée de brumes dans un des comtés de l'Irlande. De nos jours, on a remplacé la chaux par un faisceau de fils de platine; mais jusqu'ici ces essais n'ont point encore reçu d'application suivie, à cause du haut prix de l'oxygène. Qu'un inventeur habile et heureux parvienne à résoudre le problème de la production économique de ce gaz, il se fera aussitôt une révolution, sinon dans l'éclairage domestique, du moins dans l'éclairage public.

Plus récemment, M. Desbassayns de Richemont a utilisé la flamme du même chalumeau à gaz pour opérer la réunion ou la soudure de plusieurs pièces de plomb par la fusion seule, et sans l'emploi d'aucun alliage. C'est là ce qu'on appelle la *soudure autogène* dont je vous parlerai plus tard.

Examinons maintenant avec attention la structure d'une flamme ordinaire, de la flamme d'une chandelle, par exemple. On y distingue aisément quatre parties, comme l'indique la figure 159.

On remarque à sa base une petite partie d'un bleu sombre qui s'amincit à mesure qu'elle s'éloigne de la mèche, et disparaît complétement là où la surface extérieure de la flamme s'élève verticalement *dd'*. Au centre est un espace obscur *a* qu'on aperçoit aisément à travers l'enveloppe brillante. Cet espace renferme les gaz émanés de la mèche, qui n'éprouvent point la combustion, parce qu'ils sont hors du contact de l'air; aussi se dépose-t-il en cet endroit une certaine quantité de charbon (1). Autour de cet espace est la partie brillante de la flamme ou la flamme proprement dite *bb'*. Enfin, au dehors de celle-ci, on observe, en regardant avec attention, une dernière enveloppe *cc'e* peu lumineuse et dont la plus grande épaisseur correspond au sommet de la flamme brillante.



*Fig.* 159.

C'est dans cette partie extérieure que la combustion des gaz s'achève, et que la chaleur est le plus intense, comme on s'en assure facilement en approchant un fil fin de platine, qui devient subitement incandescent et fond. La partie centrale de la flamme est, au contraire, si peu chaude que M. J. Murray prétend y avoir introduit de la poudre à canon et l'en avoir retirée tout humide; il assure même y avoir conservé pendant plusieurs secondes de l'*argent fulminant* sans qu'il détonât; il ajoute enfin que le phosphore s'y éteint. Si la flamme, proprement dite, qui entoure cet espace obscur est si brillante, c'est parce que le charbon qui s'y trouve agit comme les corps solides dont il a été parlé plus haut.

(1) Au quinzième siècle, le célèbre Léonard de Vinci, plus connu comme artiste, mais qui n'était étranger à aucune branche des connaissances humaines, avait très-bien entrevu la structure intérieure de la flamme et la cause essentielle de la combustion. Voici un passage tiré de ses manuscrits qui le prouve suffisamment :

« Le feu détruit sans cesse l'air qui le nourrit; il se ferait du vide, si d'autre air n'accourait pas le remplir.

« Lorsque l'air n'est pas dans un état propre à recevoir la flamme, il n'y peut vivre ni flamme, ni aucun animal terrestre ou aérien.

« Il se fait de la fumée au centre de la flamme d'une bougie, parce que l'air qui entre dans la composition de la flamme ne peut pas y pénétrer jusqu'au milieu. Il s'arrête à la surface de la flamme, il se transforme en elle, il laisse un espace vide, qui est rempli successivement par d'autre air. » (*Annales de Chimie*, t. XXIV, p. 150.)

Quant à la partie inférieure de la flamme, qui est d'un bleu sombre, sa température ne peut jamais s'élever beaucoup, à cause de l'évaporation abondante de suif qui se fait dans cette portion, la plus humectée de la mèche. Dans un jet allumé de gaz hydrogène bicarboné, le même effet refroidissant est produit près de son origine, par le courant continuel de gaz froid. Dans ces parties, la chaleur n'est pas suffisante pour décomposer le gaz contenu dans l'intérieur de la flamme : le charbon n'est ni déposé, ni brûlé, et conséquemment, d'après ce qui a été dit précédemment, l'émission de lumière est très-faible.

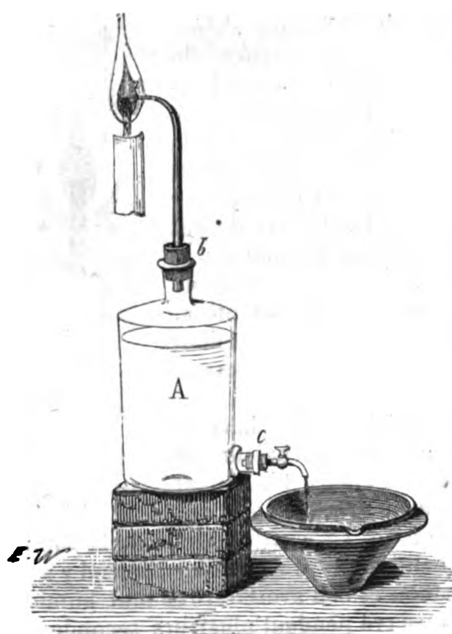



*Fig.* 160.

M. J. Nicklès nous a donné un moyen très-simple et fort ingénieux pour faire l'analyse de la flamme, c'est-à-dire constater les gaz qui l'alimentent et les composés gazeux qui en dérivent. Je place sous vos yeux le petit appareil qu'il a construit à cet effet (*fig.* 160). C'est un flacon aspirateur A, dont le bouchon *b* est traversé par un tube de verre recourbé et effilé, ou mieux encore par un chalumeau ordinaire. L'aspirateur étant plein d'eau, on le place de manière à ce que la pointe du chalumeau puisse plonger dans le cône obscur de la flamme *n* que l'on choisit, à dessein, un peu forte. Les choses étant ainsi disposées, on ouvre le robinet en *c*; l'eau s'écoule, et aussitôt la flamme baisse; en même temps on voit un gaz blanc pénétrer dans l'aspirateur.

Si l'eau ne s'est pas écoulée trop promptement et que le bec du chalumeau ait été constamment plongé dans le cône obscur, on n'a qu'à déboucher l'aspirateur et en approcher une allumette enflammée pour voir le gaz prendre feu à l'orifice du flacon. L'intérieur de la flamme contient donc des gaz combustibles, des hydrogènes carbonés qui n'ont point encore pris part à la combustion.

Si l'aspiration se fait trop rapidement, si la flamme n'est pas assez grande, et si l'appareil a absorbé plus de gaz que la mèche n'en pouvait fournir, alors le gaz aspiré contient de l'azote et de l'acide carbonique en notables proportions. Dans ce cas, le gaz contenu dans l'aspirateur n'est plus inflammable, à moins qu'on ne l'agite d'avance avec un peu d'eau de soude.

Il y a toujours, du reste, de l'azote avec les hydrogènes carbonés dans l'intérieur de la flamme. Cet azote provient de l'air qui a pénétré dans la flamme par endosmose, comme il pénètre dans un ballon de baudruche rempli d'hydrogène. Les hydrogènes carbonés du cône obscur de la flamme se brûlent au contact de l'oxygène de l'air et constituent la frange lumineuse qui entoure ce cône, tandis que l'azote, inerte dans cette circonstance, se mélange aux gaz combustibles du centre pour s'échapper ensuite avec le gaz carbonique et la vapeur d'eau provenant de la combustion.

Les considérations qui précèdent vous mettent en état, Messieurs, de comprendre comment il se fait que le suif, la cire, le bois et l'huile fournissent de la lumière lorsqu'on les expose à une certaine température. C'est que, par l'effet de la chaleur, une partie de ces substances, dans lesquelles l'hydrogène et le carbone dominent, se décompose et se transforme en gaz combustibles qui s'unissent avec l'oxygène de l'air ; dans tous les cas, ces gaz ne peuvent devenir lumineux qu'autant qu'ils rencontrent la quantité d'air nécessaire pour opérer leur combustion complète, et que la température arrive au moins à $+ 600°$.

Les mèches dont les chandelles, les bougies, les lampes sont pourvues, favorisent cette élévation de température par leur combustion. Elles agissent, en outre, comme des tubes capillaires, en déterminant l'ascension continuelle des matières grasses jusque dans la partie où la combustion s'effectue.

Le manque d'air produit une combustion incomplète, et, par suite, une température peu élevée, ce qui nuit à l'éclat de la flamme et donne de la fumée. Un excès d'air nuit également, soit parce que la flamme en est refroidie, soit parce que la combustion totale est trop prompte.

Avec de mauvaises mèches, une partie du combustible se vaporise en pure perte sans prendre feu, et en donnant de la fumée et une odeur de matière grasse à demi décomposée. C'est ce qui arrive dans les lampes mal construites, et dans les chandelles qu'on néglige de moucher. Il y a consommation plus grande de combustible, et un plus faible pouvoir éclairant.

Tels étaient les inconvénients des lampes anciennes. Un peu avant 1789, Argant eut l'idée très-heureuse de former des mè-

ches cylindriques, vers le haut desquelles l'huile monte par l'effet d'un siphon ou seulement par la capillarité de la mèche; de plus, l'air atmosphérique peut s'élever sans cesse le long de la mèche, par deux courants, l'un intérieur et l'autre extérieur; enfin, les deux courants sont rendus beaucoup plus rapides par une cheminée de verre dont le cylindre entoure concentriquement la mèche.

Un ouvrier d'Argant, le nommé Quinquet, déroba la découverte de son maître, et le frivole public honora du nom de *Quinquet* le vol scandaleux de l'invention d'Argant.

Un dernier perfectionnement restait à produire; c'était d'épargner à la main de l'homme le soin fastidieux d'amener fréquemment à la hauteur convenable, en pompant, l'huile qui doit alimenter la lampe. Carcel y parvint au moyen d'un mouvement d'horlogerie caché dans l'intérieur de la lampe. En 1803, Carcel obtint, à l'exposition de l'Industrie, une médaille de bronze pour sa précieuse invention. — Les frères Girard, depuis, sont arrivés au même résultat que Carcel, par une application ingénieuse de la fontaine hydrostatique.

Toutes les fois que les gaz qui brûlent avec flamme éprouvent un certain refroidissement par une cause quelconque, ils cessent d'être lumineux. Les corps métalliques agissent ainsi sur les flammes; ils absorbent assez de calorique pour faire cesser à l'instant la combustion. En effet, sir Humphry Davy a constaté que la flamme ne peut passer, à la température ordinaire, à travers une toile métallique très-serrée. Ce tissu refroidit le gaz qui le traverse, de manière à réduire sa température au-dessous du degré où la lumière est produite. C'est ce qu'on observe très-bien en abaissant une toile métallique sur une flamme quelconque; celle-ci ne traverse point la toile, et on aperçoit à travers cette dernière un cône tronqué de lumière, dont l'axe et les parties environnantes sont obscurs, et dont les bords évasés sont seuls éclairés. Si l'on approche une chandelle allumée un peu au-dessus de la toile (*fig.* 161), le gaz qui passe à travers ses mailles s'enflamme aussitôt, preuve que le métal lui enlève beaucoup de sa chaleur, et le ramène à une température où il n'est plus lumineux.

Dans la même place, au-dessus de la toile où la main n'éprouve qu'une température douce, on est promptement brûlé si l'on retire la toile. Si deux feuilles de papier sont attachées aux deux faces opposées d'une toile métallique, on pourra allumer et brûler complétement l'une d'elles, sans que l'autre éprouve aucun dommage, quelle que soit d'ailleurs la situation, horizontale, verticale ou inclinée, de la toile.

La diminution de température qu'éprouve une flamme par la

superposition d'une gaze métallique, est proportionnelle à la pe-

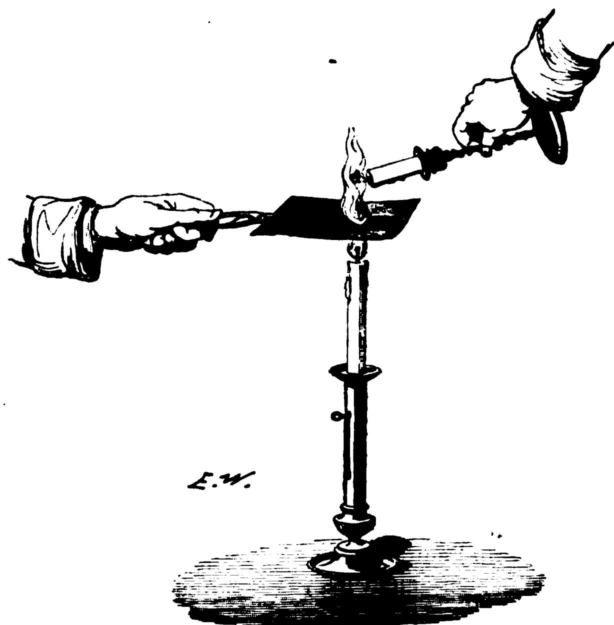


*Fig.* 161.

titesse des ouvertures du tissu et à la masse du métal. De sorte qu'une toile métallique peu serrée laisse passer la flamme qu'une toile plus serrée intercepte complétement. Plus les flammes sont chaudes, plus le tissu doit avoir des mailles petites pour les arrêter. C'est ainsi qu'une toile de 100 ouvertures par centimètre carré intercepte, à la température ordinaire, la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, mais non celle de l'hydrogène, et dès qu'elle aura été fortement chauffée, elle laissera passer la flamme de la lampe. Une toile qui, chauffée au rouge, n'arrête pas la flamme de l'hydrogène, arrête encore celle de l'hydrogène bicarboné. Enfin, une toile échauffée qui communiquerait l'explosion à un mélange d'air et d'hydrogène bicarboné, ne permettrait pas celle d'un mélange d'air et de gaz inflammable des mines de charbon de terre (hydrogène carboné), qui, par bonheur, est le moins combustible des gaz inflammables connus.

Ces observations de sir Humphry Davy démontrent donc, de la manière la plus satisfaisante, que si la flamme est interceptée par les tissus solides, perméables à la lumière et à l'air, cela dépend,

non d'une cause inconnue et mystérieuse, mais simplement de leurs pouvoirs refroidissants.

Ces principes, qui dans les mains de beaucoup d'hommes eussent été stériles, sont devenus, dans celles de l'homme de génie dont je viens de citer le nom, d'une merveilleuse fécondité. Il a compris à l'instant tout le parti qu'on en pouvait tirer pour l'éclairage des mines de houille où l'inflammation du *grisou* est la cause de si affreuses et si fréquentes catastrophes. S'appuyant de ses expériences sur l'imperméabilité des gazes métalliques à la flamme, Davy prévoit qu'en entourant d'une toile métallique à petites ouvertures la lampe ordinaire des mineurs, celle-ci ne déterminera plus l'explosion du mélange détonant qui se forme dans les galeries souterraines. Le gaz qui s'introduira dans l'intérieur de la cage métallique y prendra bien feu, mais la flamme ne pourra jamais se communiquer au dehors : elle s'éteindra en traversant la toile, puisque celle-ci jouit de la propriété de refroidir les gaz échauffés et de les abaisser au-dessous de la température où ils sont lumineux. L'expérience confirme bientôt les prévisions du chimiste anglais, et d'un instrument dangereux, Davy fait un moyen de salut pour l'imprudent mineur, qui trouve dans sa nouvelle lampe un indicateur des périls qui l'entourent et un guide inoffensif qui lui permet de traverser impunément les parties de la mine où naguère il eût trouvé la mort.

Lorsque je vous ai fait connaître l'hydrogène carboné, je vous ai dit qu'il se dégage souvent en grande abondance dans les mines de houille. En se mêlant à l'air des galeries de ces mines, il produit, lorsqu'il est en certaines proportions, des mélanges explosifs qui détonent lorsqu'on y pénètre avec une lumière. Ces explosions produisent presque toujours la mort des mineurs qui se trouvent dans les galeries. Ils s'aperçoivent du danger en observant la flamme de leur lampe, qui offre à sa pointe un élargissement d'autant plus sensible, et d'une couleur bleue d'autant plus foncée, que la quantité d'hydrogène carboné est plus grande. Dès lors, ils se jettent promptement à plat ventre, et regagnent les parties saines de la mine sans quitter cette posture.

Ce n'est pas la chaleur subite de la détonation qui est redoutable. Ce qui constitue le danger principal de ces explosions, c'est la vitesse énorme avec laquelle l'air arrive de toutes parts pour combler le vide fait par la combustion du grisou, qui a été converti en eau et en acide carbonique. Il en résulte un vent dont la force est assez grande pour entraîner les pauvres mineurs qui sont sur son passage, et les lancer contre les murs de la mine, où ils sont écrasés. A chaque instant, les journaux nous apprennent

les malheurs qui surviennent dans les mines sujettes au grisou. Les mines de Newcastle ont fait explosion en mai 1833, et 47 individus ont été tués. Dans la mine de l'*Espérance*, près de Liége, la détonation arrivée en juin 1838 coûta la vie à 69 mineurs. En juillet 1856, 117 ouvriers descendaient un matin dans le puits de la mine de Cimmer, dans le Glamorganshire ; une heure après se produisait une explosion terrible qui en frappait 110 de mort ! Un des inspecteurs du gouvernement anglais pour les mines a déclaré, en 1857, que dans les six dernières années, 5,000 personnes ont été tuées par des accidents dans les mines de charbon, et 19,000 plus ou moins grièvement blessées !

Pendant longtemps on a ignoré complétement les causes de ces accidents désastreux, et les moyens de les prévenir, ou du moins d'en paralyser les effets. Dans les parties des mines où l'on avait lieu de redouter la présence du grisou, les mineurs se procuraient une lumière suffisante au moyen de lampes à silex ; mais la dépense était considérable. Ces lampes se composent d'une roue en acier de 16 à 18 centimètres de diamètre, mue par un engrenage avec une grande vitesse. A la périphérie de la roue d'acier est placée une pierre à feu qui produit des étincelles. Mais cet appareil même, quoique moins dangereux que la flamme des lampes ordinaires, produisait encore des explosions.

Pour purifier l'atmosphère des galeries en cul-de-sac, dans lesquelles on n'avait pas pénétré depuis longtemps, souvent les mineurs y mettaient le feu. Un ouvrier, qu'on appelait *Pénitent*, couvert de vêtements mouillés, armé d'un masque ayant des yeux en verre, et muni d'une torche portée à l'extrémité d'une longue perche, pénétrait dans la galerie et s'avançait à plat ventre, en poussant la perche devant lui jusqu'à ce que la détonation s'effectuât. Vous comprenez le danger d'un pareil moyen d'assainissement.

Des malheurs fréquents et graves étant arrivés dans les mines de Newcastle, en 1813, 1814 et 1815, où une seule détonation fit périr, en moins d'un instant, 101 personnes, un comité philanthropique chargea sir H. Davy de faire des recherches pour trouver un moyen de porter de la lumière dans les mines sans produire l'inflammation du grisou. C'est alors qu'après avoir constaté la nature du gaz inflammable des mines, et reconnu qu'il devient explosible dès qu'il est mêlé à 6 ou 7 fois son volume d'air, il inventa la *lampe de sûreté*, à laquelle, par reconnaissance, les mineurs ont donné son nom.

La forme des lampes de sûreté varie beaucoup ; mais celle qui est représentée dans la figure 162 est d'une construction aussi simple que solide. On y distingue trois parties principales :

Le réservoir d'huile A, contenant 160 grammes d'huile, qui peuvent suffire à 10 heures de travail;

L'enveloppe imperméable à la flamme BB;

La cage CC, qui sert à fixer l'enveloppe sur le réservoir, et à la garantir de tout choc.

L'enveloppe en toile ou gaze métallique contient 144 ouvertures rectangulaires par centimètre carré de surface. C'est en laiton ou en fer qu'elle est faite. Le fil métallique peut avoir de 1/4 à 1/6 de millimètre de diamètre. Dans le haut de ce cylindre, la toile est double, de telle sorte que si l'une d'elles était altérée par l'action de la flamme, il y reste encore une fermeture de sûreté.

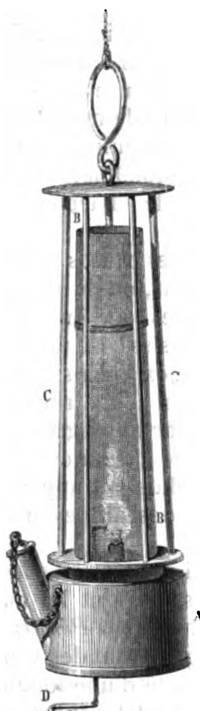


*Fig.* 162.


*Fig.* 163.

Le porte-mèche de la lampe est muni d'une ouverture rectangulaire dans laquelle on peut engager un fil de fer recourbé à son extrémité D pour lever ou baisser la mèche. Ce fil de fer traverse le réservoir au moyen d'un tube soudé aux plaques du dessus et du dessous du réservoir.

Cette lampe indique à chaque instant au mineur l'état de l'atmosphère des galeries, et l'avertit ainsi du moment où il doit se retirer. En effet, dès que le grisou se mêle à l'air dans les plus petites proportions, il s'en aperçoit aisément à l'augmentation du volume de la flamme de la lampe. Quand le gaz forme le douzième du volume de l'air, le cylindre se remplit d'une flamme bleue très-faible, au milieu de laquelle on distingue la flamme de la mèche. Celle-ci cesse d'être visible aussitôt que le gaz forme le cinquième ou le sixième de l'air, le cylindre étant rempli par la flamme très-éclatante du mélange combustible qui prend feu. Enfin, quand la proportion du grisou est considérable, qu'il forme, par exemple, le tiers du volume de l'air, la lampe s'éteint complétement.

Si l'on a soin de placer autour ou au-dessus de la mèche, plusieurs fils de platine, roulés en spirale (*fig.* 163), et de 3/10 de millimètre environ d'épaisseur, la lampe peut encore, dans ce dernier cas, rendre des services au mineur. En effet, aussitôt qu'elle est éteinte, le platine se montre incandescent, par suite de la propriété qu'il possède de déterminer la combustion des gaz inflammables au contact de l'air. Il conserve cet état en répandant une clarté assez intense, tant qu'il y a de l'air dans les galeries. Le mineur a le temps de fuir ces lieux, guidé par cette lumière nouvelle. Lorsqu'il rentre dans une atmosphère plus riche en oxygène, le platine rallume le gaz dans le cylindre, et le gaz rallume la mèche.

L'addition des fils de platine aux lampes de sûreté est un perfectionnement aussi curieux qu'utile.

L'enveloppe métallique qui entoure la flamme, empêche cette dernière d'être aussi apparente, ce qui fait que les lampes de sûreté éclairent moins bien que les lampes ordinaires. On a remédié en partie à cet inconvénient au moyen de réflecteurs en étain placés derrière la flamme.

M. Combes, ingénieur en chef des mines, a modifié avantageusement, en 1845, le modèle primitif de Davy et les lampes déjà perfectionnées par Robert, le baron Dumesnil, et l'ingénieur belge, Mueseler. Dans l'appareil de M. Combes (*fig.* 164), la flamme est enfermée dans une enveloppe de cristal A, surmontée d'une enveloppe en gaze métallique B. L'air nécessaire à la combustion entre par des trous percés circulairement dans le rebord en saillie du couvercle du réservoir à huile C, et avant de pénétrer dans l'enveloppe de cristal, cet air traverse une ou deux rondelles superposées de toile métallique *dd*; les gaz brûlés s'élèvent, suivant l'axe de la lampe, dans une cheminée en cuivre E, arrivent dans l'enveloppe métallique et se répandent finalement dans l'atmosphère. — La lampe de M. Combes est plus sûre et beaucoup plus éclairante que toutes celles qui ont été proposées.

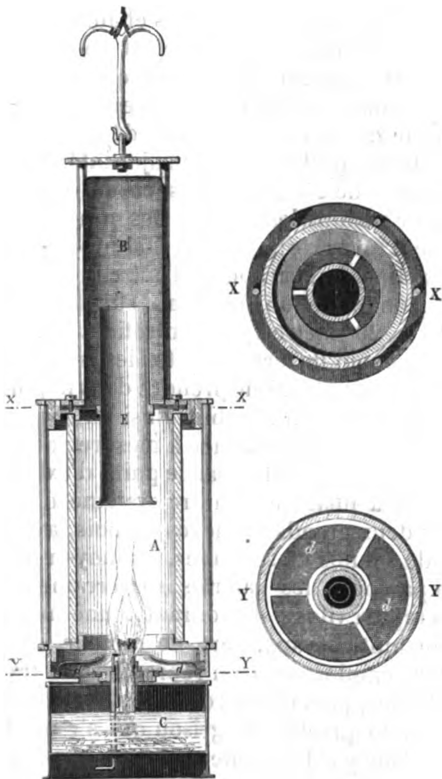


*Fig.* 164.

C'est la lampe Mueseler qui, depuis 1840, est généralement adoptée dans les mines de la Belgique, spécialement aux environs de Liége. M. Dubrulle, lampiste à Lille, a imaginé un mode de fermeture tel que l'on ne peut ouvrir la lampe sans préalablement faire rentrer la mèche. On est ainsi à l'abri, jusqu'à un certain point, des suites de l'imprudence des ouvriers qui, pour se procurer du feu ou pour y voir plus clair avec une lampe brûlant mal, enlèvent souvent l'enveloppe de leur lampe.

L'invention de Davy, l'une des plus heureuses et des plus utiles

applications de la science, a opéré une révolution dans les mines de l'Angleterre. Sans elle, beaucoup d'exploitations auraient été abandonnées; plusieurs mines qui avaient été noyées ont été rouvertes depuis la découverte de la lampe de sûreté.

Eh bien ! qui croirait cependant que, malgré la sécurité que cette lampe doit leur procurer, beaucoup de mineurs se servent encore des lampes ordinaires ! Dans bien des mines de France, la *Davyne* est encore inconnue. Aussi survient-il trop souvent de ces catastrophes dont les suites malheureuses devraient pourtant ouvrir les yeux et aux maîtres et aux ouvriers. Mais, hélas ! l'empire de la routine est si puissant chez l'homme, qu'il aime parfois mieux compromettre sa vie que d'introduire le moindre changement dans ses habitudes. C'est là assurément une disposition funeste qu'on ne saurait trop déplorer.

Je ne quitterai pas ce sujet intéressant sans vous dire que les lampes de sûreté ne dispensent pas d'un bon système d'aérage pour assainir les galeries des mines. Celui que l'on suit généralement est très-simple. On établit deux puits dont l'un sert à l'extraction du charbon, et l'autre de ventilateur. A l'entrée de celui-ci, on place un fourneau surmonté d'une cheminée élevée de 15 à 20 mètres. On entretient du feu dans le fourneau, en ayant soin de fermer toutes les issues à l'air extérieur, afin que le foyer soit obligé de prendre dans le puits tout l'air nécessaire à la combustion. Il s'établit ainsi un courant continuel de l'air de la mine, qui est remplacé à mesure par un volume d'air pur correspondant, qui entre par le puits d'extraction.

On a imaginé un autre système d'assainissement, qui consiste en deux grands cylindres en bois, avec un fond et un piston mobile, munis de soupapes, au moyen desquelles on aspire l'air qui a parcouru les galeries souterraines, en augmentant en même temps la vitesse du courant : une machine à vapeur, de la force de huit chevaux, sert de moteur à ces pompes aspirantes. Par leur emploi, on a pu reprendre les travaux dans la houillère du Poirier, près Charleroi, où ils avaient été suspendus à cause de la grande quantité de grisou qui s'y produit sans cesse. La vitesse de l'air y est actuellement telle, que les ouvriers ont besoin de se vêtir doublement pour se garantir du froid, et que le grisou qui s'y enflamme accidentellement ne produit plus de détonation sensible, tant est grande la rapidité avec laquelle il est emporté. L'usage de ces pompes deviendra général, il faut du moins l'espérer.

Une autre application non moins brillante qu'utile du principe que je vous ai développé précédemment, est due au chevalier Aldini, physicien italien. Elle consiste dans un appareil propre à garantir les pompiers de l'action des flammes dans les incendies.

Cet appareil préservateur se compose de deux vêtements : l'un en tissu épais d'amiante ou de laine rendue incombustible au moyen d'une dissolution saline; l'autre en toile métallique de fil de fer, recouvrant le premier. Le pompier revêtu de ces deux tissus peut supporter pendant un certain temps l'action des flammes sans en ressentir les funestes effets, puisque le tissu métallique extérieur refroidit ces flammes, ainsi que je vous l'ai démontré tout à l'heure, et que l'amiante ou la laine ne transmet que très-faiblement la chaleur, en raison de sa faible conductibilité.

On acquiert facilement la preuve de l'influence des tissus de métal et d'amiante pour préserver de l'action des flammes, en revêtant la main d'un gant d'amiante et la renfermant dans une enveloppe de tissu métallique. On peut alors tenir pendant quelque temps des barres de métal rougies, des bois enflammés ou en braise, on peut plonger la main dans la flamme de l'esprit-de-vin jusqu'à ce que l'enveloppe métallique rougisse fortement, sans ressentir de brûlure. Cependant, l'amiante finit par s'échauffer tellement, que son contact devient insupportable, et l'on ne saurait trop tôt s'en débarrasser.

Le tissu métallique, en refroidissant la flamme, s'échauffe progressivement et proportionnellement à la durée de son contact avec elle. Pour éviter cet inconvénient, Aldini a imaginé de placer immédiatement au-dessous de ce tissu métallique un autre tissu épais et faiblement conducteur, afin d'empêcher l'arrivée de la chaleur jusqu'à la surface du corps. Il a songé à utiliser dans ce cas l'incombustibilité de l'amiante, qu'il est parvenu à réduire en fils très-fins, dont il a pu ensuite faire des tissus de toutes formes et de toutes grandeurs. Mais comme les vêtements préparés avec cette matière sont lourds et reviennent à un prix assez élevé, il a cherché à les remplacer par des tissus de laine imprégnés de substances salines. Dans cet état, ces tissus ne prennent plus feu, se calcinent sans propager la combustion, et ne se laissent pénétrer que lentement par la chaleur, comme Gay-Lussac l'a fait connaître le premier. Ainsi, le vêtement en fil de fer, qui seul serait inefficace pour garantir le corps de l'action de la chaleur, complète, avec le vêtement d'amiante ou de laine préparée, un abri impénétrable pendant un temps qui doit suffire aux manœuvres du pompier.

Armé de ces deux enveloppes, Aldini s'est exposé le premier au contact des flammes les plus ardentes ; et, encouragées par son exemple, beaucoup de personnes ont répété ses curieuses expériences, toujours avec un égal succès. Les essais faits par ce vénérable physicien, à Milan, à Florence, à Genève, avaient déjà prouvé l'efficacité de ses appareils, lorsqu'à la fin de 1829 il est

venu lui-même à Paris les soumettre au jugement de l'Institut et du Conseil de salubrité. Ces deux corporations savantes ont publié des rapports extrêmement favorables, dont je vous engage à prendre connaissance.

Dans sa séance publique du 26 juillet 1830, l'Institut a donné à Aldini une somme de 8,000 francs à titre de récompense. La Société d'encouragement de Paris lui a offert aussi une médaille d'or de première classe. La Société royale de Londres lui a décerné la grande médaille de Neptune.

Aldini ne s'est pas contenté de pourvoir à la sûreté des pompiers, qui partout exposent leur vie avec tant de courage et de désintéressement; il a songé aussi à diminuer les chances d'incendie. Une grande partie de ceux-ci sont dus à la négligence et à l'incurie des personnes qui portent une chandelle, ou une lanterne ouverte ou sans verre, dans les lieux contenant des matières combustibles.

Le philanthrope italien a imaginé d'envelopper d'un tissu métallique à petites ouvertures les lanternes ordinaires; et par ce moyen, il a fait disparaître ce qu'elles pouvaient présenter de dangereux. En effet, une pareille lanterne peut être placée sur un tas de foin, en être entourée; des brins de paille peuvent même y pénétrer et prendre feu, sans que la combustion se propage, en vertu du pouvoir refroidissant du tissu métallique qui l'entoure.

Les lanternes en fer-blanc, garnies de corne ou de verre, éclairent fort mal, comme on sait, et d'un seul côté. Les lanternes d'Aldini répandent, au contraire, une très-grande clarté, et n'ont aucun des inconvénients des premières.

Chacun peut transformer aisément une lanterne ordinaire en une lanterne de sûreté, puisqu'il suffit d'entourer la lumière d'une cage métallique à petites ouvertures. Espérons qu'une modification si simple et si peu coûteuse sera généralement adoptée, une fois que la connaissance en sera répandue.

M. Maratuch a fait, en 1838, une autre application des toiles métalliques; il a eu l'idée de les employer contre les feux de cheminée. Pour cela, il établit à l'entrée du tuyau des cheminées un châssis portant une toile métallique qui arrête complétement les feux les plus intenses. Seulement il faut avoir chaque jour le soin de nettoyer, avec une brosse, la toile métallique, qui n'a pas besoin d'autre entretien, et qui dispense du ramonage. Les expériences faites ont démontré l'efficacité et la commodité de ce moyen bien simple de parer à l'une des causes les plus fréquentes d'incendies dans les habitations particulières.

Puisque l'occasion s'en présente naturellement, j'en profiterai pour

vous dire quelques mots d'une des substances les plus remarquables du règne minéral : l'AMIANTE ou l'ASBESTE, dont le chevalier Aldini a fait une des parties essentielles de son appareil préservateur.

Cette substance, qu'on rencontre en petits amas dans certaines roches primitives, a des propriétés si singulières que les anciens, séduits par l'amour du merveilleux, ont enrichi son histoire d'une foule de fables qui ont acquis à cette pierre une célébrité qui s'est perpétuée jusqu'à nous. Sa texture fibreuse, son éclat souvent soyeux, la facilité avec laquelle on en sépare des filaments extrêmement déliés, flexibles et élastiques, ressemblant en quelque sorte au lin et à la soie; enfin, son inaltérabilité et son incombustibilité par le feu, la firent regarder comme une espèce de lin incombustible produit par une plante des Indes. Cette croyance, entretenue par Pline, qui avance que c'est au climat aride et brûlant sous lequel elle croît, que cette plante doit sa propriété de résister au feu, n'a été détruite que lorsque les chimistes se sont occupés de l'examen de ses prétendues fibres végétales. Ils ont reconnu que l'amiante est un minéral composé de plusieurs oxydes métalliques : chaux, magnésie, alumine, unis à l'acide qu'on désigne aujourd'hui par le nom d'*acide silicique,* qui rappelle le *silex* dont il est le principal composant.

Ce minéral très-répandu se trouve surtout dans les Hautes-Alpes, dans les Pyrénées, près de Baréges, en Écosse, en Corse, et dans la partie de la Savoie que l'on nomme la Tarantaise. C'est de ce dernier pays que vient l'amiante dont les filaments sont les plus longs et les plus soyeux.

Les anciens filaient l'amiante et en faisaient des nappes, des serviettes, des coiffes, que l'on jetait au feu quand elles étaient sales, et qui en sortaient plus blanches que si on les eût lavées, parce que toutes les matières étrangères étaient détruites par le feu qui n'altérait aucunement le tissu. Le mot *Amiante* signifie une chose qu'on ne peut souiller.

Chez les Grecs et les Romains, qui brûlaient les morts, on en faisait des linceuls dans lesquels on enveloppait les corps des rois, afin de recueillir leurs cendres pures de tout mélange. On trouva, en 1702, à Rome, près de la porte Nævia, une urne funéraire dans laquelle il y avait un crâne, des os brûlés et des cendres renfermés dans une toile d'asbeste d'une merveilleuse longueur : près de 2 mètres sur $1^m,600$ de largeur. On voyait naguère au Vatican ce monument précieux.

Les mèches incombustibles des anciens étaient faites avec l'amiante, qui, suivant certains auteurs, brûlait dans l'huile, sans se consumer. De là, la fable des lampes perpétuelles. Le nom d'*asbeste,* qui signifie inextinguible, paraît même avoir été donné à cette pierre d'après cet usage. Aldovrande, naturaliste de Bologne, du seizième siècle, assurait qu'on pouvait la réduire en huile, qui brûlait sans jamais se consumer. Les autres alchimistes, non moins amis du merveilleux, l'appelaient *lin vif* ou *laine de salamandre,* parce que, d'après leurs idées, la salamandre était à l'épreuve du feu.

Lorsque les filaments de cette substance sont assez longs, assez doux et assez flexibles, on parvient à les filer, surtout si on les mêle avec du coton ou de la filasse. Quand la toile est faite, on la jette au feu qui brûle le fil végétal; il ne reste plus qu'un tissu d'amiante, mais qui est

lâche et grossier. On est parvenu en Italie, il y a une trentaine d'années, à fabriquer des tissus d'amiante d'une très-grande finesse, et même de la dentelle. On en a également préparé du carton et du papier. Madame Perpenti, qui a fait revivre cette industrie, a présenté, il y a quelques années, à l'Institut de France, un ouvrage imprimé en entier sur du papier d'amiante. Le père Kircher parle d'un papier d'amiante qu'il jetait au feu pour en effacer l'écriture, et sur lequel il écrivait de nouveau. Suivant Sage, on fait, à la Chine, des feuilles d'un semblable papier, de 6 mètres de long, et même des étoffes en pièce. Les habitants des Pyrénées en font des bourses et des jarretières, qu'ils vendent aux curieux qui visitent leurs montagnes. En Sibérie, à Nerwinski, on en fabrique aussi des bourses, des gants, etc.

Le papier d'amiante pourrait servir avec avantage à conserver des titres précieux, si l'on faisait usage d'une encre minérale, qui pourrait alors subir sans danger l'action d'une chaleur violente. Le carton préparé avec cette substance, quoique cassant, pourrait aussi offrir des avantages marqués dans plusieurs circonstances, et particulièrement dans les décorations de théâtre.

Telle est l'histoire de ce minéral curieux dont la nature et les propriétés ont été si étrangement défigurées pendant des siècles. Elle servira, Messieurs, à vous faire apprécier ce qu'il y a de beau dans l'étude des sciences, toutes les fois qu'elles sont éclairées par une saine critique, puisque les erreurs, les préjugés, les superstitions ne peuvent longtemps résister à leurs sérieuses investigations.

---

# SEIZIÈME LEÇON.

## DE L'ARSENIC ET DES MÉTAUX.

SOMMAIRE. — De l'ARSENIC et de ses principaux composés, acides et sulfures. — Propriétés vénéneuses de cet élément et de toutes ses préparations. — Applications du sulfure d'arsenic à la teinture et à la peinture. — Emploi de l'*arsenic blanc* pour détruire les animaux. — *Arséniate acide de potasse* des indienneurs. — Procédé *chlorométrique* de Gay-Lussac. — Gaz hydrogène arseniqué et *appareil de Marsh*. — Coup d'œil sur l'historique des MÉTAUX et sur les opinions qui ont été successivement professées à leur égard. — Des alchimistes et de la *pierre philosophale*. — Théorie du *phlogistique*. — Découvertes remarquables de sir H. Davy; réduction des radicaux métalliques des *terres* et des *alcalis*.

### De l'Arsenic.

Avant d'aborder l'histoire des métaux, j'ai à vous parler, Messieurs, d'un corps qui, par ses caractères physiques, ressemble

si complétement à un métal, qu'il a été rangé pendant bien longtemps à côté de l'étain et de l'antimoine. Aujourd'hui les chimistes le placent dans le groupe des métalloïdes, en raison de ses propriétés chimiques et surtout des combinaisons qu'il forme avec les autres éléments, combinaisons tout à fait comparables à celles du phosphore et de l'azote.

L'ARSENIC, qui sert pour ainsi dire de trait d'union entre les deux grandes classes des corps simples, a acquis une triste célébrité par la redoutable action de tous ses composés. Ceux-ci, aux doses les plus faibles, anéantissent la vie chez tous les êtres organisés. Le crime n'a que trop souvent recours à leur emploi, à cause de la promptitude avec laquelle ils agissent, et de la facilité avec laquelle on peut se les procurer. Il est constant que sur cent empoisonnements, soixante au moins sont produits par les préparations arsenicales.

La substance à laquelle on donne le nom d'*arsenic*, dans le langage vulgaire, n'est pas le métalloïde pur des chimistes, mais bien un de ses composés oxygénés, celui qu'ils appellent *acide arsénieux*. L'Arabe Geber en a parlé le premier au neuvième siècle, comme d'une matière subtile, analogue au soufre par sa nature et pouvant, comme ce dernier, s'unir aux métaux. Le célèbre Albert le Grand en décrivit, pour la première fois, la préparation dans le milieu du treizième siècle; mais c'est le Suédois Georges Brandt, directeur du laboratoire de Stockholm, qui, en 1733, a révélé les propriétés caractéristiques de l'arsenic, et l'a signalé comme un métal distinct.

C'est un des corps les plus répandus, car il accompagne la plupart des minerais métalliques, soit à l'état natif, soit à l'état d'acide, de sulfure, soit à celui d'alliages ou d'*arséniures*. Il est surtout très-abondant, sous ces diverses formes, dans les dépôts métallifères de la Saxe, de la Bohême, de la Hongrie, du Hartz, de la Souabe. On trouve de l'arsenic natif, en gros mamelons, à Sainte-Marie aux Mines, en France.

Pur, il est en morceaux, en lames ou en aiguilles, qui ont l'aspect de l'acier; mais bientôt leur surface se ternit au contact de l'air, et devient d'un noir grisâtre, par suite d'un commencement d'oxydation; aussi, pour leur conserver le brillant métallique, on est obligé de les renfermer dans des flacons remplis d'eau distillée bouillie.

Ce qu'on appelle, dans le commerce, *poudre aux mouches*, et fort improprement *mine de cobalt*, est de l'arsenic natif noirâtre et pulvérisé, dont on fait un fréquent usage, surtout dans les campagnes, pour détruire les mouches. On en met un peu avec de l'eau dans une assiette. Une petite quantité de cette poudre, en absorbant l'oxygène de l'air contenu dans l'eau, se transforme

en acide arsénieux, qui se dissout et rend ainsi l'eau vénéneuse. Les mouches empoisonnées par ce breuvage ne font aucun mal aux oiseaux qui les mangent.

L'arsenic a une densité qui varie entre 5,17 à 5,18. Il commence à se volatiliser vers 180 degrés, mais ce n'est qu'à 300 degrés environ qu'il se réduit complétement en vapeurs incolores, fort lourdes, sans fondre préalablement; il passe donc, sans intermédiaire, de l'état solide à l'état gazeux, à moins qu'il ne soit soumis à une pression supérieure à celle de l'atmosphère.

Lorsqu'on le projette sur des charbons ardents, il brûle avec une flamme blanche, répand des vapeurs épaisses d'acide arsénieux, et exhale en même temps une forte odeur d'ail. Ce dernier caractère est tellement prononcé, qu'il peut servir à faire reconnaître la présence des plus petites quantités de ce corps pur ou mélangé de matières étrangères.

Quand on le projette dans le chlore gazeux, à la température ordinaire, nous avons déjà constaté qu'il s'y embrase vivement en produisant du *chlorure d'arsenic*, dont les vapeurs sont très-dangereuses à respirer.

Il y a deux sulfures d'arsenic dont on fait beaucoup usage dans les arts. L'un est jaune, et nommé habituellement *orpin* et *orpiment*. L'autre est rouge et communément appelé *réalgar*, *rubine d'arsenic*. Ces sulfures étaient connus des anciens, qui parlent souvent de l'*orpiment*, de la *sandaraque*, que les Grecs nommaient aussi *arsenicon*. Théophraste est l'auteur le plus ancien qui en fasse mention.

On trouve le *sulfure jaune* dans les filons d'argent, de plomb et de cobalt des terrains cristallisés de la Hongrie, de la Transylvanie, de la Valachie, de l'Anatolie et dans le reste de l'Orient. On le tire surtout, pour les besoins du commerce, de Perse et de Chine.

L'*orpin de Perse*, qui est le plus estimé, est expédié en barils du poids de 200 kilogr. environ. Il est le plus souvent en petites masses composées de lames tendres et flexibles, très-faciles à séparer, et d'un jaune doré très-éclatant et nacré. Sa poudre est d'un jaune d'or magnifique. Il est plus ou moins mêlé de morceaux d'un rouge vif de réalgar; d'autres paraissent d'une couleur grise au dehors, et sont à l'intérieur d'un noir ardoisé.

L'*orpin* de Chine vient en caisses carrées, recouvertes de jonc ou de toile, pesant environ 60 kilogr. Il est en morceaux compactes, amorphes, d'un jaune entièrement orangé, présentant quelquefois des taches verdâtres; leur cassure est écailleuse.

Le *sulfure rouge* se trouve aussi dans les gîtes argentifères, plombifères et cobaltifères de la Saxe, de la Bohême, de la Tran-

sylvanie. On le voit au Saint-Gothard dans la chaux carbonatée. Il se montre enfin en cristaux au Vésuve, à l'Etna et dans les environs d'autres volcans, notamment dans l'île de Ximo, au Japon.

Ces deux sulfures d'arsenic ont à peu près les mêmes propriétés. Ils sont insipides, inodores, fusibles et volatils, insolubles dans l'eau, mais solubles dans les lessives alcalines. Ils brûlent sur les charbons avec une légère flamme d'un bleu pâle, en répandant une fumée blanche et une odeur mixte d'ail et d'acide sulfureux.

Sous le rapport de la composition, voici en quoi ces sulfures diffèrent :

| | Orpiment. | Réalgar. |
|---|---|---|
| Arsenic | 60,98 | 70,17 |
| Soufre | 39,02 | 29,83 |
| | 100,00 | 100,00 |

On emploie ces deux sulfures dans la peinture à l'huile; ils donnent de fort belles couleurs, mais malheureusement peu solides, et de plus ils décomposent un grand nombre de couleurs métalliques, avec lesquelles ils produisent des sulfures diversement colorés. L'orpiment mélangé au bleu de Prusse fournit une couleur verte assez jolie. Les peintres remplacent quelquefois l'orpiment par l'*arsénite de plomb*, qui est d'un jaune très-riche, très-solide et qui couvre parfaitement bien.

Les Turcs et les autres Orientaux font entrer les sulfures d'arsenic avec la chaux dans la composition d'un savon dépilatoire qu'ils nomment *rusma*, et dont ils se servent pour se rendre chauves sur le sommet de la tête, genre de beauté très-recherché chez ces peuples. Les Romains employaient aussi les préparations arsenicales en frictions sur la peau, pour faire tomber les poils. Les Chinois façonnent les gros morceaux de *réalgar* en pagodes et autres vases élégants; ils en font des coupes où ils laissent séjourner du jus de citron ou du vinaigre, qu'ils boivent ensuite pour se purger, ce qui a fait dire à Haüy que ces peuples ont le privilége de boire leur guérison dans des coupes empoisonnées. En réalité, les sulfures d'arsenic naturels sont peu vénéneux. Frédéric Hoffmann, et plus récemment le docteur Regnault en ont fait prendre des doses considérables à des chiens, sans leur causer la mort, ni même aucune sorte d'accident fâcheux.

Il n'en est pas de même des sulfures artificiels qu'on fabrique en Saxe et en Silésie en très-grandes quantités. Ceux-ci sont de très-violents poisons, parce qu'ils contiennent toujours de l'acide arsénieux en mélange.

L'*arsenic jaune* d'Allemagne ou *faux orpiment*, dont on n'importe pas moins de 300,000 kil. en France, est obtenu en sublimant, dans des vases

de fonte, un mélange de 1 partie de fleur de soufre et 7 parties d'acide arsénieux. — Il est en masses jaunes, compactes, presque opaques, ayant l'éclat vitreux de l'acide arsénieux, et formées de couches superposées, dont la teinte varie depuis le rouge jusqu'au jaune clair. Cette différence de couleur provient de la combinaison plus ou moins intime du soufre et de l'arsenic.

Cet orpiment artificiel vient en barils de bois blanc du poids de 50 et 100 kilogr.

Ce n'est pas, à proprement parler, du sulfure d'arsenic, puisque M. Guibourt, en l'analysant, y a trouvé 94 p. 0/0 d'acide arsénieux et 6 p. 0/0 seulement de sulfure jaune. Il est certain qu'il se dissout presque entièrement dans l'eau bouillante, à laquelle il communique tous les caractères d'une forte dissolution d'acide arsénieux.

C'est cet *orpiment artificiel* qu'on emploie dans les fabriques d'indiennes pour dissoudre l'indigo dans les cuves à froid, et pour faire certains bleus d'application. Braconnot l'a proposé, en 1819, pour teindre en jaune brillant la laine, la soie, le coton et le lin; mais ces tissus teints ne peuvent résister au savon et aux alcalis, par conséquent ce mode de teinture ne peut servir que pour les tapisseries de prix, les velours et autres objets d'ameublement qu'on ne savonne ou ne lessive jamais.

Je vais, au reste, vous montrer avec quelle facilité on peut revêtir les fils ou tissus de brillantes couleurs jaunes avec l'orpiment. J'ai fait dissoudre un peu de cette substance dans de l'ammoniaque caustique, et je trempe maintenant dans la dissolution incolore un écheveau de coton. Celui-ci en sort non coloré, mais bientôt, par sa simple exposition dans un courant d'air, il va acquérir, comme par enchantement, une couleur plus ou moins foncée. Cela est uniquement dû à ce que l'ammoniaque, en s'évaporant, abandonne sur le tissu l'orpiment qu'elle tenait d'abord en dissolution, et qui, dès lors, reparaît avec sa couleur propre. Si je plonge l'écheveau teint, dans une eau légèrement caustique, il en ressortira dépouillé de couleur, parce que l'*orpiment* sera rentré en dissolution dans la liqueur alcaline.

Il y a quelques années, on a conseillé l'emploi de l'orpiment pour la peinture sur marbre; lorsqu'il est dissous dans l'ammoniaque, il pénètre rapidement le marbre sur lequel on l'applique et produit une couleur jaune qui se fonce d'autant plus qu'on l'expose davantage à l'air.

L'*arsenic rouge* d'Allemagne, ou *faux réalgar*, est préparé de toutes pièces en faisant fondre dans des chaudières de fonte 1 partie de soufre et 2 parties d'acide arsénieux, et coulant la matière dans des moules de tôle que l'on ferme aussitôt. Après le refroidissement on retire le sulfure, on le brise et on l'enferme dans des barils de bois blanc du poids de 25, 50 et 100 kilogr.

Il est en morceaux volumineux, très-brillants à leur surface et dans l'intérieur à cassure conchoïde, d'un rouge violacé et tirant sur le brun, un peu transparents dans leurs lames minces et n'offrant pas de couches superposées.

Ce réalgar artificiel contient, d'après M. Guibourt, un centième et demi d'acide arsénieux qu'on peut en extraire par l'eau bouillante. Il est donc loin d'avoir les qualités vénéneuses de l'orpiment artificiel; mais il n'a pas non plus l'innocuité du réalgar naturel.

Les artificiers consomment beaucoup de réalgar artificiel pour composer le *feu indien blanc*, qui sert dans les théâtres à produire des feux d'un éclat extraordinaire. Ils mêlent, pour cela, 24 parties de salpêtre, 7 de soufre et 2 de réalgar. Une boîte de 25 millimètres de diamètre, remplie de ce mélange, allumée sur le bord de la mer, produisit une flamme qui fut aperçue à 20 myriamètres (40 lieues) en mer.

Depuis une trentaine d'années, les mégissiers font un fréquent usage du même réalgar, sous le nom impropre d'*orpin*, pour l'ébourrage des peaux de moutons, après l'avoir mis en pâte avec de l'eau et de la chaux vive.

En 1827, M. Houtou de la Billardière a montré que, combiné à l'oxyde de plomb, ce sulfure permet d'obtenir en teinture une grande variété de couleurs très-solides, telles que le jaune, le rouge orangé, le rouge brun, le brun, le noir et une foule de nuances intermédiaires entre ces couleurs.

Il y a deux composés bien définis d'oxygène et d'arsenic. Tous deux ont des propriétés acides, aussi les appelle-t-on *acides arsénieux* et *arsénique*. Le dernier n'a aucun emploi ; il n'en est pas de même du premier, malgré sa puissante action vénéneuse.

Voici leur composition :

| | Acide arsénieux. | Acide arsénique. |
|---|---|---|
| Arsenic................ | 75,81 | 65,28 |
| Oxygène.............. | 24,19 | 34,72 |
| | 100,00 | 100,00 |

L'acide arsénieux, plus connu sous les noms d'*arsenic*, d'*arsenic blanc*, d'*oxyde blanc d'arsenic*, de *mort-aux-rats*, s'obtient comme produit secondaire dans le traitement des mines de cobalt et d'étain, de la Saxe et de la Bohême, qui renferment l'arsenic à l'état d'arséniure. Quelquefois cependant, à Reichenstein et à Altemberg, en Silésie, on le prépare, comme produit principal, par le grillage du fer arsenical, mélange de sulfure et d'arséniure de fer, désigné vulgairement sous le nom de *Mispickel*. L'exploitation de la mine d'Altemberg remonte à plus de quatre cents ans.

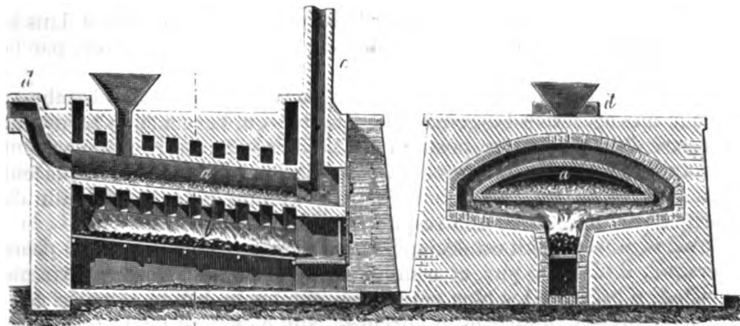



*Fig.* 165.

On grille les minerais arsénifères réduits en poudre dans une grande

coupe ou moufle *a* (*fig.* 165) en argile réfractaire, placée dans une position légèrement inclinée au centre d'un fourneau à réverbère. Cette moufle est entourée par la flamme venant du foyer *b*, et les produits de la combustion s'échappent par la cheminée *c*. Les métaux étrangers, contenus dans les minerais, passent à l'état d'oxydes au moyen du courant d'air qui traverse la moufle, l'arsenic se change en acide arsénieux, et les vapeurs qui en proviennent vont se rendre, par le conduit *d*, d'abord dans une grande chambre de même niveau que le four et placée derrière lui, puis de là dans une série de chambres de condensation (*fig.* 166),

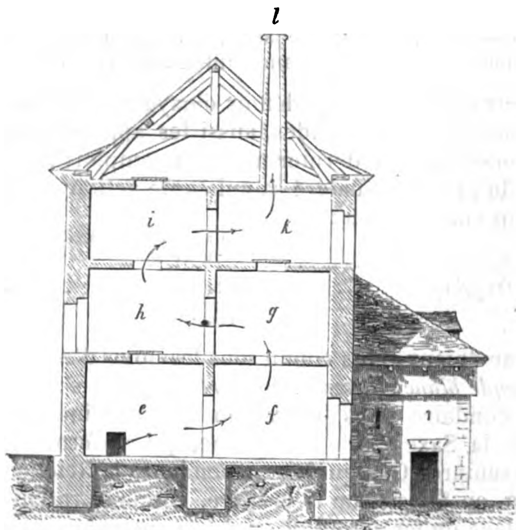



*Fig.* 166.

placées en étages, *e*, *f*, *g*, *h*, *i*, *k*, où elles se condensent en poudre fine. Le courant de vapeurs, entraîné par l'air, parcourt les chambres dans le sens indiqué par les flèches, et s'échappe enfin dans l'atmosphère par la cheminée *l*.

Au bout de 5 ou 6 semaines, on retire l'acide arsénieux des chambres; c'est là une opération dangereuse. Les ouvriers qui l'exécutent se couvrent la figure d'un masque en peau, muni d'œillères en verre; ils revêtent une robe de peau fermée avec soin. Au-dessous du masque, ils placent une éponge, ou un linge mouillé sur les narines et la bouche, afin de purifier l'air nécessaire à la respiration.

L'acide ainsi produit est désigné dans les usines sous le nom de *fleurs d'arsenic*. Il n'est pas pur, et comme, d'ailleurs, dans son état d'extrême division, il présente les plus grands dangers, on le raffine et on le convertit en masses compactes et vitreuses, afin d'en faciliter le transport. Ce raffinage consiste en une sublimation qui s'exécute dans des chaudières en fonte *a* (*fig.* 167), placées sur des fourneaux ordinaires, et surmontées de trois courts cylindres en fonte ou en tôle *b*, *b*, *b* faisant office

de *condenseurs*. Ces condenseurs sont à leur tour recouverts de chapitaux *c*, munis de tubes de dégorgement *d*, qui viennent aboutir dans une caisse de condensation en bois *e*. On met dans chaque chaudière 180 kilogrammes environ de *fleurs d'arsenic*, et on chauffe graduellement de manière à réduire l'acide en vapeurs. Celles-ci se condensent en très-grande partie sur les parois des cylindres *b*, et y prennent surtout dans l'inférieur la forme de masse vitreuse de 5 centimètres d'épaisseur. L'opération dure 12 heures. Lorsque l'appareil est froid, on enlève les cylindres *b* et en les frappant légèrement on en détache le produit sublimé. Il est rare que la masse vitreuse ait la pureté réclamée par le commerce; on la purifie par une et même quelquefois par deux sublimations.

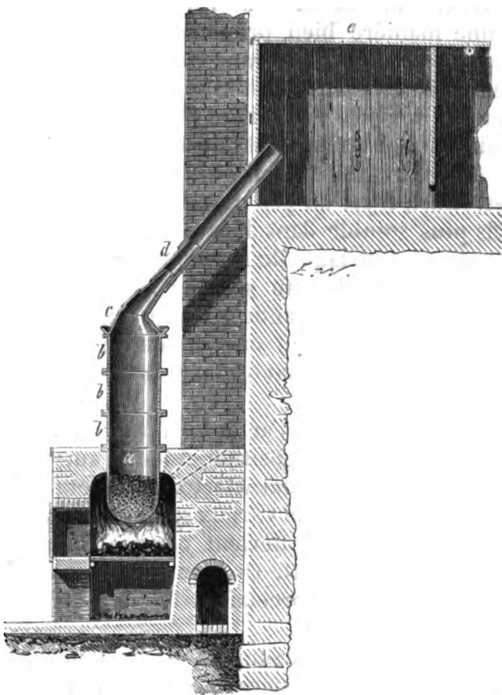



*Fig.* 167.

On prépare moyennement chaque année, dans les usines de Reichenstein et d'Altemberg, 1,500 quintaux métriques d'acide vitreux, et 25 quintaux métriques d'acide en farine. Ce sont, le plus souvent, des criminels condamnés à mort qui exécutent les dangereuses opérations dont il vient d'être question. Sans cesse exposés à des vapeurs mortelles, ils ont besoin de prendre des précautions de régime; les boissons alcooliques leur sont funestes; on leur distribue chaque jour deux petits verres d'huile d'olive; ils prennent peu de viande et mangent principalement des légumes accommodés avec beaucoup de beurre.

L'acide arsénieux arrive d'Allemagne en barils de bois blanc du poids de 50, 100 et 200 kil. Il en vient aussi d'Angleterre en fûts de bois blanc, cerclés en fer, pesant environ 150 kil.

Il est en masses compactes, incolores ou d'un jaune pâle, opaques, souvent composées de couches parallèles, alternativement blanches et jaunes; ces dernières sont plus petites et sembla-

bles à des filets. La surface des masses est brillante et semble couverte d'un vernis comme la porcelaine. On trouve aussi, dans les barils, des morceaux tout à fait friables et pulvérulents.

L'acide arsénieux nous présente le phénomène de *l'isomérisme* d'une manière bien prononcée. Récemment obtenu, il est en morceaux vitreux et transparents, mais peu à peu leur transparence se perd, d'abord à la surface, puis successivement jusqu'au centre, de sorte qu'au bout d'un certain temps les morceaux acquièrent la blancheur et l'opacité de la porcelaine.

A l'état vitreux, l'acide arsénieux a certaines propriétés spéciales. Ainsi, il est un peu plus dense que l'acide opaque, il est trois fois plus soluble dans l'eau, il rougit faiblement la teinture de tournesol sur laquelle l'acide opaque n'a aucune action; enfin, lorsqu'il cristallise au sein de l'acide chlorhydrique, qui le dissout en bien plus grande quantité que l'eau pure, une vive lumière apparaît au moment où chaque cristal se forme et se dépose; phénomène tout à fait étranger à la dissolution chlorhydrique de l'acide opaque.

L'acide vitreux et l'acide opaque sont donc deux états isomériques, car leur composition et leurs autres propriétés chimiques sont identiques. L'état vitreux est un état transitoire; lorsque les molécules de l'acide vitreux se groupent de manière à former des cristaux, la masse devient opaque; l'état opaque ou cristallin est l'état permanent. On donne souvent à l'acide cristallin, qui a l'aspect de la porcelaine, le nom d'*acide arsénieux porcelanique*.

Lorsque l'acide arsénieux est en poudre, on peut fort bien le confondre avec du sucre pilé. Cette méprise n'a été que trop souvent faite, surtout par les enfants, qui touchent et goûtent à tout. Voici comment on reconnaît la nature de cette poudre blanche.

Elle n'a presque pas de saveur, est fort peu soluble dans l'eau, et lorsqu'on en jette une pincée sur un charbon rouge, elle se réduit aussitôt en vapeurs, en exhalant une forte odeur d'ail.

Quand on verse dans sa dissolution de l'acide sulfhydrique, puis quelques gouttes d'acide chlorhydrique, il s'y produit des flocons d'un beau jaune (c'est du sulfure d'arsenic), qu'une addition d'ammoniaque fait disparaître sur-le-champ.

Si, après l'avoir neutralisée par un peu de potasse caustique, on y ajoute une dissolution de sulfate de cuivre, il se dépose une poudre d'un vert magnifique, qu'on désigne ordinairement par le nom de *Vert de Scheèle*, parce que c'est cet illustre chimiste suédois qui la fit connaître en 1778; c'est de l'*arsénite de cuivre basique*, ainsi constitué : $AsO^3,2CuO$. Mais cette belle couleur minérale qu'on prépare en grand pour les fabricants de papier

peints, contient toujours plus d'oxyde de cuivre que le sel pur dont je viens de vous présenter le symbole (1).

Solide ou dissous, l'acide arsénieux développe, sur les tissus animaux, des taches rouges gangréneuses; il les ulcère et les détruit complétement lorsque son séjour est de quelque durée. Les symptômes de l'empoisonnement se manifestent ordinairement un quart d'heure après son introduction dans l'estomac. Les victimes succombent en proie aux douleurs les plus vives. Cette action destructive de l'arsenic blanc est très-anciennement connue; Dioscoride en fait mention. Au moyen âge, les empoisonnements avaient lieu avec l'*arsenic sublimé*, qui n'est autre chose que l'acide arsénieux (2). C'est également avec cette sub-

---

(1) Comme le vert de Scheèle s'altère assez facilement au contact de l'air, surtout dans les endroits humides, on lui préfère maintenant comme plus solides les couleurs vertes suivantes :

Le *vert de Schweinfurt,* d'une teinte aigue-marine magnifique, composé d'arsénite et d'acétate de cuivre;

Le *vert de Vienne* ou *de Kirchberger* ou *de Mittis,* arséniate de cuivre;

Le *vert Paul Véronèse,* autrement arséniate de cuivre, préparé par un procédé secret.

Les couleurs suivantes, quoique moins belles que les précédentes, sont aussi utilisées :

Les *cendres vertes,* mélange de sulfate et d'arsénite de cuivre;

Le *vert anglais*, mélange de vert de Scheèle, de sulfate de baryte et de sulfate de chaux;

Le *vert minéral,* mélange de vert de Scheèle et de céruse, avec oxyde noir de cuivre, bleu de montagne et acétate de plomb.

Les papiers peints en vert et en bleu clair par toutes les couleurs minérales dont il est ici question ont souvent donné lieu à de graves accidents, à de véritables empoisonnements, lorsqu'on les a fait servir à envelopper des substances alimentaires; aussi le préfet de police de Paris en a-t-il interdit l'emploi chez les confiseurs, les charcutiers, les fruitiers, les épiciers et autres marchands de comestibles.

Gmelin et Louyet ont même prétendu que l'habitation dans des appartements tapissés de papiers semblables a eu des suites funestes et a causé la mort de plusieurs personnes, en raison des émanations arsenicales qui s'en exhalent sous l'influence de l'humidité. Les faits signalés par ces chimistes sont contestables et paraissent pouvoir être attribués à une tout autre cause.

Néanmoins, le contact direct avec la peau des tissus ou des cuirs colorés par l'arsénite de cuivre détermine presque toujours des éruptions aux mains, aux bras, au visage. M. Liebig rapporte l'observation d'un homme qui eut pendant plusieurs années, au front, une éruption causée par une visière verte; la maladie céda, comme par enchantement, au changement de visière. En 1851, à Lille, un jeune enfant de dix-huit mois fut atteint des symptômes de l'empoisonnement pour avoir sucé la lustrine verte qui recouvrait l'édredon de son lit.

(2) Charles le Mauvais, roi de Navarre, le même qui périt dans un bain d'eau-de-vie enflammée, était très-versé dans la pratique de la science hermétique, et surtout dans la connaissance des poisons. Il chargea, en 1384, le ménestrel Woudreton d'empoisonner Charles VI, roi de France, le duc de Valois, son frère, et ses oncles les ducs de Berri, de Bourgogne et de Bourbon. Voici les instructions qu'il lui donna à cet égard : « Il est une chose qui se appelle *arsenic sublimat*. Se un

stance corrosive que la trop fameuse Toffana composait, à la fin du dix-septième siècle, le poison qu'on nommait alors *Aqua Toffana*, *Acquetta di Napoli*, et avec lequel elle fit périr, dit-on, plus de six cents personnes, entre autres, deux papes, Pie III et Clément XIV. Fort libérale de son eau de mort, la Toffana en donnait par forme d'aumône aux femmes qui prévoyaient pouvoir se consoler de la mort de leurs maris. Cette solution arsénicale était employée probablement à différents degrés de concentration, car on mesurait ce qu'on devait donner, à proportion du temps pour lequel on voulait obtenir la mort (1).

Aujourd'hui, grâce au secours de la chimie, l'empoisonneur ne peut dérober à la justice humaine les traces de son crime, quelque anciennement qu'il ait été commis, car on peut facilement retrouver des quantités infinitésimales d'arsenic dans les mélanges les plus complexes. Un autre bienfait de la science, c'est la découverte de contre-poisons qu'on peut se procurer partout, et administrer impunément à de fortes doses. Ils consistent en hydrate de peroxyde de fer et en magnésie légèrement calcinée, délayés dans l'eau. Ces deux agents ont la propriété de neutraliser l'effet du poison sur les parois de l'estomac, parce qu'il y a combinaison de l'acide arsénieux avec l'oxyde de fer ou la magnésie, et que l'arsénite de fer ou de magnésie qui en résulte est sans action sensible sur l'économie animale. La magnésie paraît agir avec plus d'efficacité et à plus faible dose que l'hydrate de fer. C'est le docteur Bunsen (de Gottingue), qui a indiqué les bons effets de ce dernier composé, comme antidote de l'acide arsénieux; c'est M. Bussy qui a signalé ceux de la magnésie caustique.

Ce qui rend les empoisonnements assez fréquents, c'est l'habitude généralement répandue, depuis le seizième siècle, d'employer l'acide arsénieux pour détruire les souris et les rats. On

---

homme en mangeoit aussi gros que un poiz, jamais ne vivroit. Tu en trouveras à Pampelune, à Bordiaux, à Bayonne et par toutes les bonnes villes où tu passeras, à hôtels des apothicaires. Prends de cela et fais en de la poudre, et quand tu seras dans la maison du roy, du comte de Valois, son frère, des ducs de Berry, Bourgoigne et Bourbon, tray-toi près de la cuisine, du drèçouer, de la bouteillerie et de quelques autres lieux où tu verras mieulx ton point; et de cette poudre mets ès potages, viandes ou vins, au cas que tu le pourras faire à ta seureté; autrement ne le fay point. » — Woudreton fut pris, jugé et écartelé en place de Grève, en 1384.

(1) Le procès de la Toffana fut fait à Rome en 1718. Soumise à la question, elle déclara qu'elle ne communiquerait son secret qu'au pape et à l'empereur Charles VI, qui se trouvait alors en Italie. L'empereur le communiqua à son tour à Garelli, son médecin, qui lui-même s'empressa d'en faire part à son ami Frédéric Hoffmann, célèbre médecin chimiste de l'époque, dont l'ouvrage publié en 1729 contient ce curieux renseignement

l'associe, dans ce cas, avec de la farine, de la graisse ou du suif, des amandes, des noix pilées, et, pour mieux allécher les animaux, on ajoute à la pâte quelques semences de fenouil, dont l'odeur paraît leur plaire singulièrement. Mais, lorsque la farine est vieille, elle contracte un goût qui en éloigne les animaux (1). On préviendrait toute méprise funeste et une bonne partie des crimes, en suivant les conseils de MM. Brard et Chevallier, qui ont proposé d'obliger les marchands à colorer l'arsenic blanc avec le bleu de Prusse. Au reste, actuellement on emploie, de préférence, la mort-aux-rats au phosphore.

Les naturalistes font un grand usage de cette substance pour préserver des insectes la peau des animaux, les oiseaux empaillés et les autres objets de nature animale. Ils l'ajoutent à une bouillie savonneuse et calcaire, qui porte le nom de *savon de Bécœur*.

Dans les verreries, on mêle de l'acide arsénieux à la pâte du verre, pour la blanchir et la rendre plus fusible. Les teinturiers et les indienneurs s'en servent aussi, mais le plus souvent après l'avoir uni aux bases, et notamment à la potasse. Plus souvent encore, ils le convertissent en *arséniate acide de potasse*, en le calcinant avec parties égales d'azotate de potasse. L'acide de ce sel, en se décomposant, fournit à l'acide arsénieux tout l'oxygène nécessaire à sa conversion en *acide arsénique*, qui sature la potasse du sel de nitre. La masse calcinée est épuisée par l'eau bouillante, et la solution filtrée donne, par évaporation, de très-jolis prismes blancs et translucides, inaltérables à l'air. Cet arséniate entre surtout dans la composition des réserves pour le genre *Lapis*.

Bien que l'action épouvantable de l'acide arsénieux sur l'économie animale eût dû le bannir des officines des pharmaciens, à chaque instant, cependant, il est employé par les médecins, soit à l'intérieur, soit à l'extérieur. Dans le premier cas, notamment aux Indes, on administre sa solution convenablement affaiblie dans le traitement des fièvres intermittentes rebelles, dans celui des cancers, de diverses maladies cutanées; elle sert aussi avec succès pour combattre les fièvres paludéennes. Dans le second cas, il est la base de diverses poudres ou pâtes destinées à ronger les chairs cancéreuses ; la poudre escarrotique du frère Côme jouit d'une grande réputation.

Vous ne devineriez jamais le singulier moyen qu'emploient, au

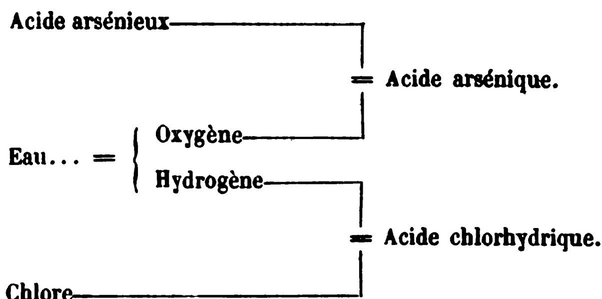
(1) Voici une recette de mort-aux-rats qui remplit très-bien le but proposé : farine, 32 gram.; amandes ou noix pilées, 32 gram. ; acide arsénieux pulvérisé, 4 gram. ; semences de fenouil contuses, 2 gram. ; graisse ou suif, 64 gram. On mélange le tout bien intimement dans un mortier assez chaud pour fluidifier en partie la graisse ou le suif.

dire des docteurs Tschudi et Boner, les jeunes villageoises de la Styrie, de la Transylvanie et de plusieurs autres parties de l'Allemagne, pour se donner le regard brillant, le teint délicat et le gracieux embonpoint qui les distinguent. Elles mangent de l'acide arsénieux! Elles en prennent d'abord 25 milligrammes, plusieurs fois par semaine, le matin à jeun, pendant assez longtemps pour s'y habituer, puis elles en augmentent la dose insensiblement, avec précaution, jusqu'à 15 à 20 centigrammes. Dans les montagnes du Tyrol et de l'Autriche, les chasseurs de chamois mangeraient aussi de l'arsenic, dit-on, pour faciliter la respiration pendant la marche ascendante! Les savants qui ont fait connaître ces singulières habitudes mentionnent que le nombre des morts est assez considérable chez les *toxicophages* ou *mangeurs d'arsenic*. Cela n'a rien de surprenant; aussi conseillons-nous aux Françaises, si désireuses qu'elles soient d'augmenter leurs moyens de plaire, de ne pas imiter le procédé des Styriennes. Il est aussi imprudent de jouer avec l'arsenic qu'avec le feu.

Si nous envisageons l'acide arsénieux à un autre point de vue, nous trouverons un nouveau motif de le bien connaître. La facilité avec laquelle il peut fixer une nouvelle dose d'oxygène pour se changer en acide arsénique, a été habilement mise à profit par Gay-Lussac, en 1835, pour déterminer, avec plus de précision que par l'intermédiaire de l'indigo, la valeur commerciale des chlorures décolorants. Cette valeur dépend entièrement de leur richesse en chlore, puisqu'ils agissent absolument de la même manière et avec le même degré d'intensité que si le chlore y existait à l'état de liberté.

Descroizilles reconnaissait la force d'un chlorure de chaux par la quantité de solution d'indigo décolorée par un poids déterminé de ce composé. Gay-Lussac a remplacé l'action décolorante par l'action oxygénante qu'exerce le chlorure sur l'acide arsénieux, et ce chlorure est d'autant plus riche en chlore, qu'il peut convertir en acide arsénique une plus grande proportion d'acide arsénieux.

Que le chlore soit libre ou à l'état d'acide hypochloreux, il exerce toujours la même réaction sur ce dernier. L'eau qui est en présence des deux corps, se trouve décomposée; son oxygène transforme l'acide arsénieux en acide arsénique, tandis que son hydrogène change le chlore en acide chlorhydrique, comme le montre la légende suivante :




Un litre de chlore gazeux et sec, qui pèse à la température de 0° et sous la pression de 76 cent. $3^{gr},17$, étant dissous dans un litre d'eau, peut convertir entièrement en acide arsénique $4^{gr},439$ d'acide arsénieux dissous dans un litre d'eau.

Vous comprendrez facilement, d'après cela, que si, prenant un volume de la dissolution arsénieuse, on le mélange avec une solution de chlore dont la force n'est pas connue, on pourra juger par la quantité de liqueur arsénieuse nécessaire pour détruire ce chlore, de la quantité de celui-ci. Si, par exemple, il faut 1 volume de liqueur arsénieuse pour 1 volume de dissolution chlorée, c'est que celle-ci contient 1 volume de chlore; s'il ne faut que 1/2 volume de liqueur arsénieuse, c'est qu'il n'y a que 1/2 volume de chlore dans la liqueur chlorée, etc.

Pour reconnaître quand la suroxydation de l'acide arsénieux est complète, on tire parti de ce fait que le chlore versé dans un mélange d'acide arsénieux et de solution d'indigo, n'attaque ce dernier qu'après avoir épuisé son action sur le premier. On colore donc légèrement en bleu la liqueur arsénieuse; la solution chlorée qu'on y ajoute ensuite n'altère pas la couleur tant qu'il y a de l'acide arsénieux à transformer; mais aussitôt que tout cet acide est suroxydé, la couleur bleue s'évanouit instantanément par le plus léger excès de chlore, et le liquide devient aussi transparent et aussi incolore que l'eau.

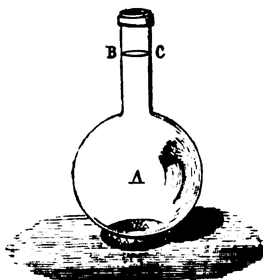



*Fig.* 168.

Pour préparer la dissolution arsénieuse chlorométrique, ou ce qu'on appelle la *liqueur d'épreuve*, on dissout, à l'aide d'une douce chaleur, $4^{gr},439$ d'acide arsénieux pur en poudre, dans $32^{gr}$ d'acide chlorhydrique à 22°, bien pur, exempt d'acide sulfureux, et étendu de son volume d'eau. La dissolution étant faite, on verse la liqueur dans une carafe A (*fig.* 168) jaugeant 1 litre jusqu'au trait circulaire

supérieur BC; on lave bien le matras avec de l'eau distillée, qu'on introduit dans la carafe, et on ajoute dans celle-ci assez d'eau pour compléter le volume d'un litre.

Ceci posé, voyons comment on pratique l'essai d'un chlorure. Supposons, pour plus de clarté, qu'il s'agisse de *titrer* un chlorure de chaux solide.

On prélève dans la masse de ce chlorure divers échantillons qu'on mélange bien, et on en pèse 10 grammes avec soin. On les broie dans un mortier de porcelaine et on les délaie avec de l'eau, pour en faire une

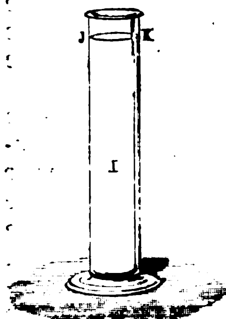



*Fig.* 169.

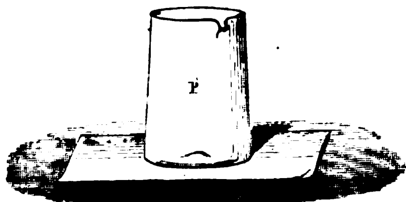



*Fig.* 170.




*Fig.* 171

bouillie claire qu'on verse dans une éprouvette à pied d'un litre (*fig.* 169); on lave bien le mortier et le pilon, on ajoute cette eau de lavage à la bouillie, puis on remplit l'éprouvette I d'eau pure, jusqu'au trait circulaire JK, ce qui forme le volume d'un litre. On agite le tout, on laisse reposer pour que la chaux en excès dans le chlorure se dépose, et on a ainsi une solution claire, propre à être titrée.

On met alors dans un vase P (*fig.* 170) placé sur une feuille de papier blanc, un volume connu de liqueur d'épreuve, soit 10 centimètres cubes, qu'on mesure au moyen d'une petite pipette M (*fig.* 171) en verre jaugeant 10 centimètres cubes depuis sa pointe jusqu'au trait NO, placé au-dessus du renflement. On colore légèrement cette liqueur d'épreuve, écoulée de la pipette dans le verre, avec une goutte ou deux de sulfate d'indigo.

Ceci terminé, on remplit de la solution de chlorure une burette cylindrique et graduée (*fig.* 172), en verre, portant, à la partie inférieure, un tube latéral et recourbé en siphon : 100 divisions ou degrés de cette burette équivalent aux 10 centimètres cubes de la liqueur d'épreuve, et chaque degré est égal à 1/100 du volume de cette liqueur.

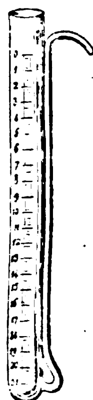


*Fig.* 172.

Après avoir introduit de la solution chlorée jusqu'au 0 degré de l'échelle de la burette, on en fait écouler goutte à goutte par le bec recourbé dans le vase P, en communiquant à celui-ci un

mouvement giratoire continu. On arrête l'écoulement lorsque la couleur bleue de la liqueur d'épreuve disparaît instantanément. On note alors le nombre des divisions de la solution de chlorure qui ont été nécessaires pour amener ce résultat. On recommence l'essai, en mettant dans le vase P 10 centimètres cubes de liqueur d'épreuve qu'on ne colore pas, et en y versant d'un seul coup autant de solution chlorée qu'on en a employé dans la première opération. Si alors une goutte de solution d'indigo, ajoutée dans le mélange, se décolore aussitôt, et qu'une autre goutte y conserve sa nuance, on est certain qu'on a employé la quantité exactement nécessaire de chlorure de chaux pour convertir l'acide arsénieux en acide arsénique. Il ne reste plus qu'à tirer les conclusions de l'essai.

Le titre du chlorure n'est pas donné immédiatement par le nombre des degrés de liqueur chlorée qu'il aura fallu faire sortir de la burette, pour détruire les 10 centimètres cubes de liqueur d'épreuve. Il est en raison inverse du nombre des degrés employés, car il est évident que le chlorure sera d'autant plus riche qu'il en aura fallu moins pour suroxyder l'acide arsénieux.

Supposons qu'il ait fallu 108 divisions de chlorure pour détruire la mesure de liqueur arsénieuse, on en tirera cette conclusion que dans ces 108 divisions représentant $10^{cc},8$, il y a 10 centimètres cubes 8 dixièmes de chlore. Pour savoir actuellement combien il y aurait de chlore dans 100 centimètres cubes de ce chlorure, on multiplie 100 par 100 et on divise par 108 degrés; on trouve $92^{\circ},6$ pour le titre du chlorure essayé.

Mais rappelez-vous qu'on a opéré sur 10 grammes de chlorure, c'est-à-dire sur la $100^{e}$ partie d'un kilogramme. Chaque degré de la burette équivalant à 1 centième de litre, $92^{\circ},6$ pour 10 gram. représenten $0^{lit},926$ de chlore.

Pour 100 grammes, c'est 10 fois plus, ou $9^{lit},26$, et pour 1 kilogr., c'est 100 fois plus ou $92^{lit},6$. Ainsi, en rapportant par la pensée le titre au kilogramme de chlorure de chaux, le nombre de degrés exprimés par le titre représentera un égal nombre de litres de chlore sec, à zéro de température et à $0^{m},76$ de pression, contenu dans 1 kilogramme de chlorure de chaux.

Il y a donc toujours un petit calcul à faire pour établir le titre d'un chlorure. Bien qu'il soit très-simple, on peut l'éviter en recourant à une table dressée par Gay-Lussac et qui indique immédiatement le titre correspondant à chaque volume de chlorure employé pour détruire la mesure constante de liqueur d'épreuve.

Voici la partie de cette table qui sert dans la pratique.

| DEGRÉS trouvés AU CHLOROMÈTRE. | TITRE RÉEL CORRESPONDANT. | DEGRÉS trouvés AU CHLOROMÈTRE. | TITRE RÉEL CORRESPONDANT. | DEGRÉS trouvés AU CHLOROMÈTRE. | TITRE RÉEL CORRESPONDANT. | DEGRÉS trouvés AU CHLOROMÈTRE. | TITRE RÉEL CORRESPONDANT. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 90 | 111 | 109 | 91,7 | 128 | 78,1 | 147 | 68,0 |
| 91 | 110 | 110 | 90,9 | 129 | 77,5 | 148 | 67,5 |
| 92 | 109 | 111 | 90,1 | 130 | 76,9 | 149 | 67,1 |
| 93 | 107 | 112 | 89,3 | 131 | 76,3 | 150 | 66,7 |
| 94 | 106 | 113 | 88,5 | 132 | 75,7 | 151 | 66,2 |
| 95 | 105 | 114 | 87,7 | 133 | 75,2 | 152 | 65,8 |
| 96 | 104 | 115 | 86,9 | 134 | 74,6 | 153 | 65,4 |
| 97 | 103 | 116 | 86,2 | 135 | 74,1 | 154 | 64,9 |
| 98 | 102 | 117 | 85,5 | 136 | 73,5 | 155 | 64,5 |
| 99 | 101 | 118 | 84,7 | 137 | 73,0 | 156 | 64,1 |
| 100 | 100 | 119 | 84,0 | 138 | 72,5 | 157 | 63,7 |
| 101 | 99 | 120 | 83,3 | 139 | 71,9 | 158 | 63,3 |
| 102 | 98 | 121 | 82,6 | 140 | 71,4 | 159 | 62,9 |
| 103 | 97,1 | 122 | 82,0 | 141 | 70,9 | 160 | 62,5 |
| 104 | 96,1 | 123 | 81,3 | 142 | 70,4 | 170 | 58,8 |
| 105 | 95,2 | 124 | 80,6 | 143 | 69,9 | 180 | 55,5 |
| 106 | 94,3 | 125 | 80,0 | 144 | 69,4 | 190 | 52,6 |
| 107 | 93,4 | 126 | 79,4 | 145 | 69,0 | 200 | 50,0 |
| 108 | 92,6 | 127 | 78,7 | 146 | 68,5 | | |

M. Collardeau, fabricant d'instruments de précision, construit des burettes sur lesquelles se trouvent inscrits les degrés chlorométriques à côté des divisions de l'instrument, de manière qu'on n'a ni calcul à faire, ni table à consulter.

En multipliant les degrés chlorométriques par $3^{gr},17$, poids du litre de chlore, on convertira en grammes les volumes de chlore contenus dans 1 kilogramme de chlorure. Si, par exemple, le titre est de 92,6, on a

$$92,6 \times 3^{gr},17 = 293^{gr},542.$$

Ce qui veut dire qu'un kilogramme de ce chlorure contient $92^{lit},6$ ou en poids $293^{gr},542$ de chlore.

Le chlorure de chaux du commerce contient actuellement, quand il est préparé avec soin, de 100 à 110 litres de chlore par kilogramme.

Je ne terminerai pas l'histoire des composés arsénicaux sans vous apprendre que toutes les fois qu'on traite des arséniures par les acides, ou qu'on fait chauffer de l'arsenic avec des solutions alcalines, il se produit, ainsi que Scheèle l'a vu le premier, un composé gazeux, incolore, dont on ne saurait avec trop de soin éviter les atteintes. C'est le *gaz hydrogène arséniqué* ou l'*arséniure d'hydrogène*, poison bien plus subtil que tous ceux dont il a été

question jusqu'ici, et qui détermine la mort aux plus petites doses, en agissant sur le système nerveux. Gehlen, chimiste allemand fort distingué, périt, en 1815, après neuf jours d'horribles souffrances, pour en avoir respiré de très-petites quantités pendant qu'il était occupé à le préparer. Tout récemment, dans une fabrique, à Paris, de deux ouvriers exposés à un dégagement de ce gaz, l'un périt immédiatement, l'autre éprouva les plus graves accidents.

Ce gaz toxique se reconnaît à son odeur nauséabonde très-désagréable, et parce qu'au contact de l'air et d'une bougie, il prend feu et brûle avec une flamme blanche volumineuse, en répandant des vapeurs blanches d'acide arsénieux, et laissant déposer sur les parois des cloches une couche noirâtre et brillante d'arsenic métalloïde.

Il est formé dans les rapports de 1 volume d'arsenic en vapeur et de 6 volumes d'hydrogène, ou en poids de :

| | |
|---|---|
| Arsenic............................. | 96,16 |
| Hydrogène......................... | 3,84 |
| | 100,00 |

Si, lorsqu'il se dégage dans l'air par un tube effilé, on l'enflamme et l'on place au-dessus de la flamme blanchâtre qu'il produit, une soucoupe de porcelaine bien sèche, il se dépose à l'instant même sur celle-ci, dans les endroits touchés par la flamme, de petites taches miroitantes d'un gris d'acier (*fig.* 173); c'est de l'arsenic métalloïde provenant de la décomposition du gaz hydrogène arséniqué.

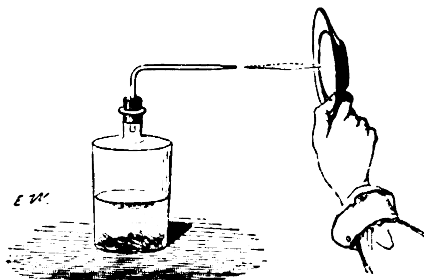


*Fig.* 173.

Si l'on ajoute dans un appareil à gaz hydrogène, qui fonctionne, quelques gouttes d'une dissolution d'acide arsénieux ou de tout autre composé arsénical, à l'instant le gaz hydrogène se charge d'arsenic métallique, et présente tous les caractères de l'hydrogène arséniqué.

Ces résultats curieux ont été indiqués en 1836 par le chimiste anglais Marsh, qui a proposé de recourir à ce moyen pour découvrir les plus petites quantités d'arsenic dans les substances avec lesquelles il est mélangé. Les toxicologistes se sont empressés d'adopter ce procédé, qui ramène à une simplicité inattendue la

recherche de l'arsenic dans les cas d'empoisonnement, recherche qui, par les anciens procédés, est souvent fort longue et très-délicate. Le procès de la femme Lafarge, en 1840, et les débats judiciaires et académiques qui en ont été la suite, ont donné un tel retentissement au procédé et à l'appareil de Marsh, que vous entendrez avec intérêt, Messieurs, quelques détails sur cette question.

Dans l'origine, l'appareil de Marsh avait une forme incommode et un peu compliquée. M. Chevallier l'a beaucoup simplifié et réduit à une seule éprouvette à pied (*fig.* 174), qui porte un bouchon percé de deux trous, l'un qui donne passage à un tube à entonnoir pour l'introduction des liquides, l'autre qui porte un tube recourbé à angle droit et effilé pour l'issue du gaz hydrogène. Voici comment on opère. On introduit du zinc pur en grenailles dans l'éprouvette; on place le bouchon; puis, par le tube entonnoir, on verse sur le métal de l'acide sulfurique pur étendu de 7 parties d'eau.

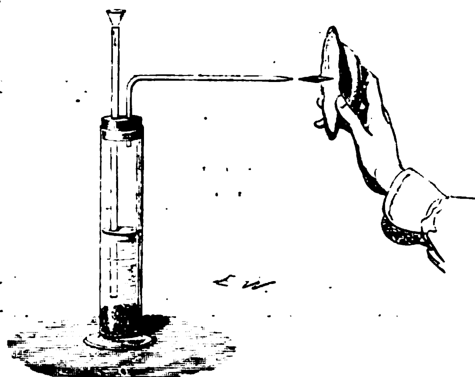


*Fig.* 174.

Lorsqu'il y a eu dégagement de gaz hydrogène pendant quelques minutes et que l'appareil ne peut plus contenir le mélange formé d'hydrogène et d'air atmosphérique qui détonerait, on enflamme le gaz et on reçoit la flamme sur une soucoupe de porcelaine. Dans ce cas, cette soucoupe ne se tache pas, et se recouvre seulement d'eau condensée. On introduit alors par portions dans le tube-entonnoir, et de là dans l'appareil, le liquide où l'on suppose l'existence d'un composé arsénical. S'il y a, en effet, du poison dans le liquide, bientôt la flamme change de couleur, et laisse déposer, sur la soucoupe qu'on approche, des taches métalliques miroitantes, et en quantité d'autant plus grande que le liquide renferme plus d'arsenic en dissolution.

La sensibilité de ce moyen surpasse tout ce qu'on peut imaginer, puisqu'un millionième d'acide arsénieux est facilement accusé, dans la liqueur qu'on examine, au moyen des taches métalliques qu'on obtient sur des porcelaines; ces taches commencent même à paraître avec une liqueur renfermant 1/2000000 environ!

Il y a encore un moyen de rendre sensibles des quantités d'arsenic qui ne se manifestent pas ou qui apparaissent d'une manière douteuse par les taches; c'est de chauffer au rouge sombre une partie du tube par le-

quel s'écoule le gaz arséniqué; ce gaz, comme l'a vu le premier Soubeiran en 1830, est décomposé en hydrogène qui s'échappe, et en arsenic métalloïde qui va se condenser, sous la forme d'un anneau, à une certaine distance de la partie du tube soumise à l'action de la chaleur. Aussi l'Académie des sciences a-t-elle donné la préférence à l'appareil suivant (*fig.* 175) pour les recherches de médecine légale.

Dans cet appareil, le tube de dégagement porte une petite boule *b* qu'on remplit de coton, pour retenir l'eau et les portions de liqueur que le gaz entraîne avec lui ; il s'engage ensuite dans un autre *c* plus large, rempli d'amiante, qui a pour effet d'arrêter toutes les matières étrangères en suspension. Au tube large et oblique est adapté un tube étroit *d e* de plu-

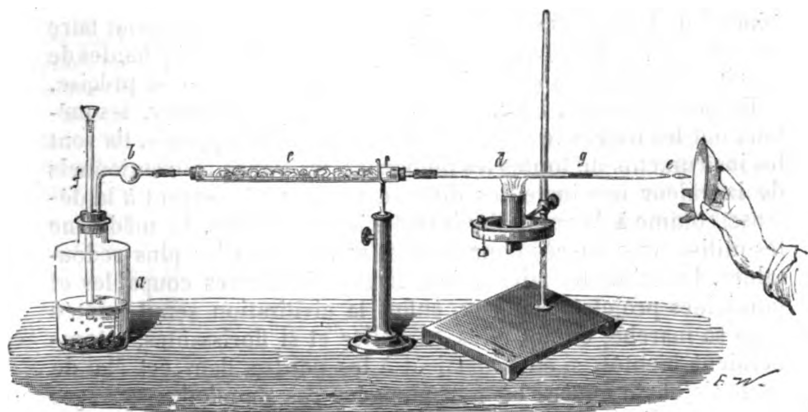



*Fig.* 175.

sieurs décimètres de long, effilé à son extrémité *e* et enveloppé d'une feuille de clinquant sur une partie de sa longueur *d g*. C'est cette partie que l'on chauffe au rouge, au moyen d'une lampe ou de charbons placés sur une grille, après avoir posé une lame de cuivre gratté, repliée sur elle-même en guise d'écran, pour empêcher le tube de s'échauffer à une distance trop grande de la partie entourée de charbons ou frappée par la flamme de la lampe. De cette manière, l'arsenic se dépose, sous forme d'anneau, en avant de la partie chauffée du tube. On peut, en même temps, mettre le feu au gaz qui sort de l'appareil, et essayer de recueillir des taches sur une soucoupe.

L'emploi de l'appareil de Marsh exige, du reste, pour les opérations de médecine légale, une foule de précautions et de soins que je passe sous silence, car cette question est étrangère à notre sujet. J'ai voulu simplement vous donner une idée suffisante d'un procédé ingénieux, qui a si vivement préoccupé l'attention publique dans ces dernières années.

## Des Métaux.

Il est peu de corps, Messieurs, qui offrent autant d'intérêt que les MÉTAUX, de quelque point de vue qu'on les envisage. Leur abondance dans la nature, les états variés sous lesquels ils s'y présentent, leurs propriétés physiques si curieuses qui, toutes, ont donné lieu à des applications importantes, leurs caractères chimiques si tranchés, et les phénomènes remarquables qu'ils manifestent dans leurs diverses réactions avec les autres corps simples ou composés, enfin l'immense influence qu'a exercée leur étude sur la marche et le perfectionnement de la chimie et en général de toutes les sciences physiques : tout se réunit pour faire de cette classe d'éléments l'une des parties les plus attachantes de la science dont j'essaie de vous donner une idée claire et précise.

Employés, tour à tour, pour détruire et pour édifier, les métaux ont les usages les plus étendus et les plus opposés. Ils sont les instruments de toutes les industries, les signes conventionnels de la valeur nominale des différents objets. Ils servent à la défense comme à la ruine des intérêts les plus chers. La médecine les utilise avec succès pour combattre les maux les plus redoutables. Le crime les fait servir à la réussite de ses coupables et homicides projets. Sans eux, enfin, la civilisation serait arrêtée dans sa marche, et nos cités, si belles et si florissantes, retomberaient bientôt, si elles venaient à les perdre, dans cet état de barbarie et de misère où sont plongées ces peuplades sauvages auxquelles l'usage des métaux est encore inconnu.

Dès l'antiquité la plus reculée, il a été question de fondeurs de métaux, de forgerons, de fabricateurs d'armes et d'instruments aratoires. La Genèse nous parle de Tubal-Caïn, le huitième homme après Adam, comme d'un ouvrier fort habile à travailler le fer et l'airain ; ce fut lui, dit-on, qui fournit aux auteurs profanes le mythe de Vulcain. Les Égyptiens, les Phéniciens, les Hébreux, exploitaient les mines, fondaient et coulaient des métaux ; ils connaissaient la dorure et l'argenture, la fabrication des émaux, des verres colorés et des emplâtres au moyen des oxydes métalliques. L'art de fabriquer la monnaie d'or et d'argent était connu du temps d'Abraham, et appartient aux Égyptiens, qui employaient déjà (1900 ans avant J.-C.) des procédés analogues à ceux de la coupellation pour purifier les métaux précieux. Au temps de Moïse, on connaissait au moins six métaux, puisqu'on lit dans l'instruction pour la purification des dépouilles des Madianites : « Vous ferez passer par le feu l'or, l'argent, le cuivre, l'étain, le fer et le plomb, ainsi que tout ce qui peut supporter le feu, et ils seront purifiés (1). » — Les Chinois savaient utiliser,

(1) Nombres, XXI, 22.

dès les temps les plus anciens, le plomb, le cuivre, le fer, dans la préparation des couleurs et la fabrication des pierres précieuses artificielles. Ils connaissaient les alliages métalliques, et particulièrement ceux de cuivre, de zinc et d'étain, avec lesquels ils confectionnaient des miroirs, des ustensiles de cuisine, des *gongs*, espèces de cloches cylindriques qu'on fait sonner en les frappant avec de gros maillets de bois. Ils n'ignoraient pas la trempe des alliages de cuivre pour la fabrication des tamtams. Leur *Packfond* ou cuivre blanc, que nous appelons *argentan*, à cause de sa ressemblance avec l'argent, est un alliage de cuivre, de zinc et de nickel. Ils possédaient aussi l'or et l'argent, et préparaient des onguents mercuriels. — Les Indiens savaient l'art d'extraire les métaux de leurs minerais, et avaient la connaissance des alliages et des monnaies, de la trempe du fer et de l'acier, du moiré métallique, de la soudure avec le borax. — Les alliages étaient mis en œuvre avec une rare perfection par les Corinthiens, et dans la Grèce on employait déjà plusieurs des composés métalliques, tels que la céruse, le minium, la litharge, le cinabre, le vert-de-gris, la couperose.

Toutefois, les procédés de métallurgie sont restés grossiers jusqu'au huitième siècle, et le nombre des métaux connus des Romains, qui tenaient tout des Égyptiens et des Grecs, était réduit à huit ou neuf tout au plus. Ces métaux furent désignés pendant bien longtemps par les noms de planètes avec lesquelles les anciens leur supposaient quelque rapport mystérieux, et ils étaient représentés dans les livres par le symbole de la planète à laquelle ils correspondaient.

| | |
|---|---|
| L'or était le *Soleil*, et on le représentait par | ☉ |
| L'argent, la *Lune*.......................... | ☾ |
| Le mercure, *Mercure*.......................... | ☽ |
| Le cuivre, *Vénus*.......................... | ♀ ou ♀ |
| Le fer, *Mars*.......................... | ♂ ou ♆ |
| L'étain, *Jupiter*.......................... | ♃ ou ♃ |
| Le plomb, *Saturne*.......................... | ♄ |

Dans les temps antiques, on trouve répandue en Chine, dans les Indes, en Égypte, dans la Chaldée, pays qu'on est habitué à regarder comme le berceau des lumières de la religion, de la science et de l'art, une opinion bien singulière sur la nature des métaux, à savoir la possibilité de leur transmutation les uns dans les autres, et, par conséquent, la conversion en or des autres métaux, qui étaient regardés comme des ébauches de celui-ci, et que, pour cette raison, on appelait *métaux vils*, *métaux imparfaits*, *demi-métaux*. Ces idées devinrent peu à peu la base d'une science nouvelle, de l'*art sacré ou divin*, dont on trouve les premiers principes développés par les philosophes païens des premiers siècles de l'ère chrétienne.

Les opérations du grand œuvre ou de l'*art sacré* étaient enveloppées de mystères, et le langage symbolique des maîtres, qui avait probablement une grande analogie avec le langage hiéroglyphique, n'était compris que des initiés; car il était défendu, sous peine de mort, de le révéler aux profanes. Le but principal était la découverte de la *pierre philoso-*

*phale*, du *mercure des sages*, de la *panacée universelle*, qui devaient procurer la richesse et la santé. Cette pierre philosophale était tantôt le cinabre (sulfure de mercure), tantôt le soufre; pour les uns, c'était l'arsenic qui blanchit le cuivre; pour les autres, c'était la cadmie qui le jaunit; enfin, pour d'autres, c'était quelque chose de surnaturel, qui ne pouvait être saisi que dans certaines conditions physiques, extraordinaires. Pour tous, la pierre philosophale était une substance ayant la vertu de transformer les métaux imparfaits en or ou en argent, et de procurer ainsi immédiatement la richesse; et il ne fallait qu'une partie de cette pierre philosophale ou de cette *poudre de projection*, comme on l'appelait encore, pour convertir dix mille parties de métal imparfait en métal parfait. Quant à la *panacée universelle*, qui donnait le secret de guérir toutes les maladies et de prolonger la vie même au delà du terme fixé par la nature, les uns croyaient l'avoir trouvée dans une teinture mercurielle, les autres dans une teinture d'or ou d'argent. Ces idées, ces recherches étaient d'ailleurs intimement liées aux mystères de la religion, de l'astrologie, de la cosmogonie; en un mot, à toutes les connaissances religieuses et spéculatives de l'homme.

L'alchimie, qui est la chimie du moyen âge, de même que l'*art sacré* était la chimie des philosophes de l'école d'Alexandrie, avait les mêmes doctrines. Mais au milieu d'une société où tout le monde croyait à l'influence d'êtres invisibles et fantastiques, au pouvoir occulte des démons, des anges bons ou mauvais, le phénomène physique le plus simple était supposé produit par une cause invisible et magique, par un agent surnaturel. Les sciences physiques étaient appelées *occultes*, et la chimie, *art hermétique*, *science noire*, *alchimie*.

Du neuvième au treizième siècle, hormis les Grecs et les Arabes, toute l'Europe était plongée dans une profonde barbarie. Les Arabes embrassèrent avec ardeur les doctrines mystiques de l'art sacré et de l'alchimie. Ils ont publié un grand nombre d'ouvrages sur l'art de transmuter les métaux, de faire de l'or et la panacée universelle. Mais ils portèrent aussi leur attention sur la préparation des remèdes, et, sous ce rapport, ils ont rendu de véritables services. La science garde encore des traces de leur influence, par les mots *alcool*, *alkali*, *borax*, *élixir*, *laque*, *alambic*, qu'elle leur a empruntés. Ce n'est pas aux Arabes, comme on l'a dit, que les Occidentaux doivent leurs connaissances métallurgiques, mais bien aux Grecs et aux Romains.

Du treizième au seizième siècle, l'alchimie se répandit dans toute l'Europe et fut cultivée avec plus d'ardeur que jamais. C'est surtout pendant cette période, que l'histoire des métaux s'enrichit d'un grand nombre de faits. Soumettant ces corps à une foule d'épreuves dans leurs opérations, qui duraient souvent des années entières, les alchimistes découvrirent plusieurs de leurs propriétés, obtinrent beaucoup de leurs composés, et même plusieurs métaux nouveaux, tels que le bismuth, l'antimoine et l'arsenic. Mais c'est aussi dans cette même période qu'apparurent les idées les plus extravagantes, relativement à la découverte de la pierre philosophale, et que surgirent un grand nombre de fourbes, qui, sous le nom de *souffleurs*, exploitèrent la crédulité publique et s'évertuèrent à substituer des supercheries à une science réelle. Promettant des richesses incalculables par le moyen de la transmutation des

métaux, affirmant pouvoir multiplier l'or et l'argent à l'aide de quelques grains de *poudre de projection*, ils se faisaient remettre de grosses sommes d'argent par leurs crédules clients, et ne laissaient dans leurs mains, en se sauvant après les avoir ruinés, que des alliages grossiers de cuivre et de plomb. Ils se servaient, pour faire croire à la multiplication de l'or, de petites cannes métalliques creuses, avec lesquelles ils remuaient l'or qu'ils avaient fait mettre dans un creuset rouge de feu, au milieu d'une foule de matières hétérogènes et de la fameuse pierre philosophale. Après l'opération, on trouvait effectivement un poids d'or beaucoup plus considérable; mais le surplus provenait de l'or qui remplissait les cannes métalliques, bouchées avec de la cire noire. D'autres fois, c'étaient des charbons creux, remplis de poudre d'or ou d'argent, bouchés avec de la cire, que les souffleurs jetaient subtilement dans les creusets où devait s'opérer le grand œuvre. Quelques-uns, enfin, se servaient de creusets dont ils garnissaient le fond d'or ou d'argent, amassé en pâte légère; ils couvraient cette couche d'une autre pâte, faite de la poudre même d'un creuset et d'eau gommée, qui cachait l'or ou l'argent; ensuite, ils y jetaient le mercure ou le plomb, et, l'agitant sur un feu ardent, faisaient apparaître à la fin l'or ou l'argent caché dans le fond du creuset.

Un des meilleurs tours des souffleurs est celui que joua un *Rose-Croix* à Henri Ier, duc de Bouillon, prince souverain de Sedan, vers l'an 1620.

« Vous n'avez pas, lui dit-il, une souveraineté proportionnée à votre grand courage ; je veux vous rendre plus riche que l'empereur. Je ne puis rester que deux jours dans vos États : il faut que j'aille tenir à Venise la grande assemblée des frères ; gardez seulement le secret. Envoyez demander de la litharge chez le premier apothicaire de votre ville, jetez-y un grain seul de la poudre rouge que je vous donne ; mettez le tout dans un creuset, et en moins d'un quart d'heure vous aurez de l'or. »

Le prince fit l'opération, et la réitéra trois fois en présence du souffleur. Cet homme avait fait acheter auparavant toute la litharge qui était chez les apothicaires de Sedan, et l'avait fait ensuite revendre chargée de quelques onces d'or. L'adepte, en partant, fit présent de toute sa poudre de projection au duc de Bouillon. — Le prince ne douta point qu'ayant fait 3 onces d'or avec 3 grains, il n'en fit 300,000 onces avec 300,000 grains, et que, par conséquent, il ne fût bientôt possesseur dans la semaine de 37,500 marcs d'or, sans compter ce qu'il ferait dans la suite. Il fallait trois mois au moins pour faire cette poudre. Le philosophe était pressé de partir ; il ne lui restait plus rien ; il avait tout donné au prince : il lui fallait de la monnaie courante pour tenir à Venise les états de la philosophie hermétique. C'était un homme très-modéré dans ses désirs et dans sa dépense ; il ne demanda que 20,000 écus pour son voyage. Le duc de Bouillon, honteux du peu, lui en donna 40,000. Quand il eut épuisé toute la litharge de Sedan, il ne fit plus d'or, il ne revit plus son philosophe, et en fut pour ses 40,000 écus.

Toutes les prétendues transmutations alchimiques ont été réalisées à peu près de cette manière.

Beckher et Glauber sont, parmi les Allemands, les deux derniers chimistes qui aient osé avouer publiquement leurs travaux sur l'alchimie. A compter de ces deux hommes, les arrêts des parlements et plus encore

le ridicule ayant tué l'alchimie, ce n'est que de loin en loin qu'on voit surgir quelques adeptes dévoués qui tentent de faire revivre les folles croyances du moyen âge. C'est ainsi qu'apparaît le marquis de Saint-Germain à la cour de Louis XV, faisant des prodigalités auxquelles la fortune des plus grands seigneurs n'aurait pas suffi. Personne n'a su d'où il venait; personne n'a su où il est allé, ni ce qu'il est devenu. C'est encore ainsi qu'on voit reparaître un véritable alchimiste dans la personne de Price, en 1783. Price, chimiste distingué, montrait, en Angleterre, une poudre rouge et une poudre blanche, propres à transformer le mercure en or ou en argent, à volonté. Il avait même fait cette expérience devant nombre de personnes, publiquement, et à sept reprises différentes. Mais forcé d'opérer devant la Société royale de Londres dont il était membre, Price, poussé dans ses derniers retranchements, s'empoisonna en pleine assemblée, en 1784, avec de l'huile volatile de laurier-cerise. — Sept ans plus tard, l'on renfermait au fort de San-Leo, prison d'état du Saint-Siége, le fameux Sicilien, Joseph Balsamo, qui, sous le titre de *comte de Cagliostro*, avait parcouru l'Europe entière, disant qu'il pouvait, grâce à sa science transcendante comme alchimiste, créer de l'or en abondance. Ce fourbe fit beaucoup de bruit en France, à cause de sa complicité dans l'affaire si connue du *Collier de la Reine*. La peine capitale, prononcée contre lui, en 1791, par le tribunal de l'Inquisition de Rome, fut commuée en une détention perpétuelle.

Mais laissons là l'alchimie, qui était expirante à la fin du seizième siècle, et voyons quelles furent les idées qui remplacèrent les rêveries des siècles passés sur la nature des métaux. Ernest Stahl, élève du chimiste Beckher, émit sur les métaux, au commencement du dix-huitième siècle, une théorie qui a eu un bien grand retentissement et qui a régné jusqu'à la révolution chimique opérée par Lavoisier (1). Il regarda ces corps comme des composés de chaux ou *terre métallique* et d'une certaine substance élémentaire *sui generis* à laquelle ils doivent leur combustibilité; c'est le *phlogistique*. Pour chaque métal, s'adjoignait en proportions différentes à ces deux composants un troisième principe qu'il nomma *terre mercurielle*.

Généralisant ses idées, reconnaissant la nécessité du feu pour la production de tous les phénomènes, et remarquant les changements qu'il opère dans les caractères du soufre et des métaux, Stahl considéra la *combustion* comme l'acte fondamental de la science chimique, et il fit dépendre de son explication celle de tous les faits connus de son temps, en sorte que, le premier, il eut l'heureuse et philosophique idée de réunir toutes les parties de la science et d'en former un corps de doctrine, ce qui contribua singulièrement au développement de la chimie. Dans les idées de Stahl, tous les corps combustibles renferment du *phlogistique*. La combustion a lieu parce que le *phlogistique* se dégage des corps; une

(1) Georges-Ernest Stahl, né à Anspach (Bavière) en 1660, est un des plus grands génies du dix-septième siècle. A l'âge de quinze ans, il répétait d'un bout à l'autre la *Chimie philosophique* de Barner, qui était alors l'ouvrage le plus célèbre sur cette matière. Il se fit médecin, et en 1716 il devint premier médecin du roi de Prusse. C'est en 1723 qu'il publia ses *Principes de chimie*. Il mourut en 1734.

fois privés de ce principe élémentaire, ceux-ci deviennent incombustibles. Toutes les fois, au contraire, qu'il est absorbé par des corps incombustibles, ces derniers acquièrent de la combustibilité. Le *phlogistique*, en se dégageant, est affecté d'un mouvement violent de tournoiement, d'où naissent la chaleur et la lumière qui se produisent dans l'acte de la combustion; la chaleur et la lumière sont donc seulement deux propriétés du *phlogistique* en mouvement. Les métaux que l'on calcine changent d'aspect et perdent leurs propriétés caractéristiques, parce qu'ils laissent échapper le *phlogistique* qui était combiné à leur propre substance; ils reviennent à l'état métallique, quand on leur restitue ce principe essentiel, en les chauffant avec du charbon, des graisses ou des huiles, etc. Pendant la combustion des végétaux, il s'échappe en huile volatile, ou bien il reste en partie avec le charbon, s'il n'y a pas eu contact avec l'air, etc. En un mot, les propriétés des corps et les phénomènes qu'ils manifestent dans toutes leurs réactions mutuelles ont pour cause unique l'absence ou la présence, le dégagement ou la fixation de cet être imaginaire, le *phlogistique*, dont Stahl fit ainsi un agent universel.

Cette théorie, tout erronée qu'elle fût, charma par sa simplicité, et ne tarda pas à être universellement adoptée. Développée et plus ou moins modifiée par les successeurs de Stahl, elle a régné sans partage et a suffi aux besoins de la science pendant plus d'un demi-siècle. Les fausses idées qu'on professait du temps de Stahl sur la nature chimique des métaux n'empêchèrent pas qu'on ne signalât leurs propriétés les plus remarquables et les altérations chimiques qu'ils sont susceptibles d'éprouver par les divers agents; aussi leur étude fit-elle de grands progrès pendant la période de la théorie Stahlienne. Le cobalt, le platine, le manganèse, le tungstène, le molybdène, furent découverts et assez bien caractérisés par les chimistes de cette époque.

Il suffisait, pour renverser la théorie de Stahl, d'examiner attentivement ce qui se passe dans l'acte même de la combustion et de tenir compte de tous les phénomènes produits. C'est ce que firent Lavoisier et Bayen, à partir de 1772 à 1777. Lavoisier ayant remarqué, dès 1772, que le phosphore, le soufre et plusieurs métaux augmentent de poids pendant leur combustion, en conclut que, loin de perdre un de leurs principes constituants, comme Stahl le supposait, ils fixent une partie de l'air et augmentent de poids. Bayen démontra ensuite d'une manière rigoureuse, en 1774, que l'oxyde rouge de mercure perd de son poids quand on le calcine en vases clos, sans l'addition d'aucune substance combustible, et laisse échapper un gaz particulier qu'il recueillit, mais dont il n'examina point la nature. Déjà, en 1489, Eck, de Sulzbach, avait reconnu que les métaux augmentent de poids quand on les calcine, et que cette augmentation vient de ce qu'un *esprit* s'unit au corps des métaux; et ce qui le prouve, ajoute-t-il, c'est que le *cinabre artificiel* (il désignait ainsi l'oxyde rouge de mercure), soumis à la distillation, dégage un *esprit*. — Il ne manquait plus, comme vous le voyez, que de donner un nom à cet *esprit*, de l'appeler OXYGÈNE, de dire qu'il existe dans l'air, pour éviter à Lavoisier et à Priestley la peine de découvrir ce qui avait déjà été découvert près de trois siècles avant eux!

Ces faits, inexplicables dans la théorie de Stahl, engagèrent le célèbre Lavoisier dans une suite d'expériences ingénieuses qui le conduisirent

peu à peu à la découverte capitale de la nature complexe de l'air atmosphérique et de la simplicité de nature des métaux. Il étudia, avec un semblable soin, la dissolution des métaux dans les acides, la décomposition des acides et de l'eau par les métaux, et démontra, de la manière la plus évidente, que ces corps sont des substances élémentaires, indécomposables, susceptibles seulement de changer d'état, par suite des altérations que leur font éprouver les autres corps avec lesquels on les met en contact.

Les chimistes modernes qui ont le plus contribué à compléter l'œuvre de Lavoisier, relativement à l'étude des métaux, sont : Klaproth, Vauquelin, Wollaston, Davy et Berzelius.

Le fait, sans contredit, le plus saillant dans l'histoire des métaux, c'est la découverte des radicaux métalliques de la potasse, de la soude, de la chaux, de la baryte, de la strontiane, qui, jusqu'en 1807, étaient considérées comme des substances simples et désignées sous les noms d'*alcalis* et de *terres alcalines*. Sir H. Davy, dont nous avons déjà tant parlé, ayant été conduit, par des expériences sur le galvanisme, à reconnaître que la pile voltaïque est un puissant moyen de décomposition et qu'il n'y a aucun composé qui puisse résister à son action, quand elle est suffisamment énergique, eut l'heureuse idée, au mois d'octobre 1807, d'essayer l'action de grands appareils galvaniques sur la potasse et la soude, et il parvint à les décomposer en oxygène et en métaux. Voici comment il opéra :

Il mit un morceau de potasse caustique, humecté d'un peu d'eau, sur une plaque de platine communiquant avec le fil positif d'une pile de 250 couples, et il amena sur la potasse le fil négatif de cette pile (*fig.* 176).

A, pile à auges. B, fil négatif de la pile. C, fil positif de la pile. *d*, plaque de platine sous laquelle on attache le fil positif C. *e*, morceau de potasse sur lequel on abaisse le fil négatif B de la pile.

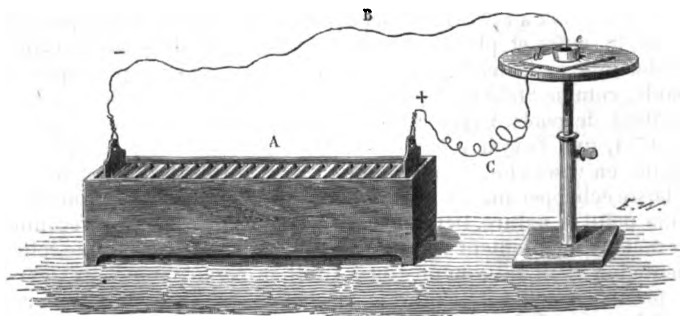



*Fig.* 176.

Davy vit bientôt des bulles de gaz se dégager au pôle positif (c'était de l'oxygène), tandis que le fil négatif se recouvrait de petits globules métalliques semblables à ceux du mercure. Quelques-uns brûlaient avec explosion et flamme vive à l'instant où ils étaient formés ; d'autres sub-

sistaient, mais ils ne tardaient pas à être ternis, et finalement couverts par un enduit blanc qui se formait à leur surface. Davy reconnut dans ces globules le radical métallique de la potasse, qu'il nomma *potassium* (1).

Il isola de la même manière le métal de la soude, et conclut, par analogie, que la baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie et les autres *terres* ne sont que des oxydes métalliques comme la potasse et la soude.

Ces mémorables expériences du chimiste anglais, les plus belles, assurément, de la chimie moderne ; ces brillantes conceptions sur la nature des *terres*, qui, plus tard, ont été justifiées par la pratique, ont causé une véritable révolution dans la science, et lui ont fourni deux des plus puissants agents qu'elle possède, le *potassium* et le *sodium*. Elles méritèrent à sir H. Davy le prix institué sur le *galvanisme* par Napoléon Ier, et qui lui fut décerné par l'Institut de France, en 1807, au moment où la guerre la plus animée divisait la France et l'Angleterre.

A partir de 1774 jusqu'au moment où je parle, 31 métaux ont été ajoutés à la liste de ceux que j'ai nommés précédemment, en sorte que le nombre de ces éléments est actuellement de 47. Voici, au reste, la récapitulation de tous les métaux actuellement connus, avec l'indication de l'époque précise de la découverte de chacun d'eux :

| NOMS DES MÉTAUX. | AUTEURS ET ÉPOQUES DE LEUR DÉCOUVERTE. |
|---|---|
| Or | Connus de toute antiquité. |
| Argent | |
| Fer | |
| Cuivre | |
| Mercure | |
| Plomb | |
| Étain | |
| Cobalt | Connu des Romains. — Mentionné pour la première fois par Paracelse. — Isolé et décrit comme nouveau métal par Brandt, en 1742. |
| Nickel | Connu des Chinois depuis une haute antiquité. — Isolé et décrit pour la première fois en Europe, par Cronstedt, en 1751. |
| Zinc | Connu des Chinois. — Paracelse en fait mention le premier sous son nom actuel. — Paracelse mourut en 1541. |
| Antimoine | Connu très-probablement des Romains. — Indiqué et étudié par Basile Valentin, vers la fin du quinzième siècle. |
| Platine | Connu très-probablement des Romains. — Introduit en Europe par Ch. Wood, essayeur à la Jamaïque, en 1740. |

(1) Le célèbre chimiste anglais avait une imagination si poétique et tellement sujette à l'enthousiasme que, lorsqu'il obtint pour la première fois le potassium, il éprouva une sorte de joie folle et dansa dans son laboratoire.

| NOMS DES MÉTAUX. | AUTEURS ET ÉPOQUES DE LEUR DÉCOUVERTE. |
|---|---|
| Bismuth | Indiqué pour la première fois, sous le nom de *Wismuth*, par Basile Valentin, vers la fin du quinzième siècle. |
| Manganèse | Scheèle et Gahn, en 1774. |
| Tungstène | Soupçonné par Bergmann en 1778. — Constaté par les frères d'Elhuyart, en 1781. |
| Molybdène | Soupçonné par Bergmann en 1778. — Constaté par Hielm en 1782. |
| Titane | Grégor et Klaproth, de 1791 à 1794. |
| Chrôme | Vauquelin, en 1797. |
| Tantale ou Colombium | Hatchett et Ekeberg, de 1801 à 1802. |
| Palladium, Rhodium | Wollaston, en 1803. |
| Iridium | Descotils et Smithson-Tennant, en 1803. |
| Osmium | Smithson-Tennant, en 1803. |
| Cérium | Hisinger et Berzelius, en 1803. |
| Potassium, Sodium | Sir H. Davy, en 1807. |
| Calcium, Baryum, Strontium | Indiqués par sir H. Davy, et isolés par Seebeck, de 1807 à 1808. |
| Cadmium | Hermann et Stromeyer, de 1817 à 1818. |
| Lithium | Arfwedson, en 1817. |
| Zirconium | Berzelius, en 1824. |
| Aluminium | Wœhler, en 1827, l'obtient en poudre et impur. — En 1854, M. Sainte-Claire Deville réussit à l'avoir en lingots métalliques et pur. |
| Yttrium, Glucynium | Wœhler, en 1828. |
| Magnésium | Bussy, en 1829. |
| Thorium | Berzelius, en 1829. |
| Vanadium | Entrevu par Del Rio, en 1801, obtenu par Sefstrom, en 1830. |
| Lanthane | Mosander, en 1839. |
| Uranium | Péligot, en 1841. |
| Didymium ou Didyme | Mosander, en 1842. |
| Terbium, Erbium | Mosander, en 1843. |
| Pélopium, Niobium | H. Rose, en 1844. |
| Ruthénium | Entrevu par Osann, en 1828. — Constaté et obtenu par Claus, en 1845. |
| Ilménium | Hermann, en 1846. |

Je dois vous avertir que les sept derniers métaux ne sont pas encore très-bien connus dans toutes leurs propriétés.

# DIX-SEPTIÈME LEÇON.

## DES MÉTAUX (SUITE).

SOMMAIRE. — Classification des métaux. — Propriétés générales de ces corps. — Du briquet à gaz hydrogène. — Principes de nomenclature pour les composés des métaux et des métalloïdes. — Action des acides, et spécialement de l'acide azotique sur les métaux. — Applications. — De la gravure sur cuivre. — De l'eau régale et de ses emplois.

Quand le nombre des métaux était borné à dix ou douze, il était facile de retenir leurs propriétés individuelles et de les distinguer les uns des autres. Mais il en est tout autrement aujourd'hui. La mémoire la plus étendue ne pourrait conserver le souvenir du nombre immense de faits qui composent l'histoire particulière des quarante-sept métaux connus, et l'on sent la nécessité de les disposer méthodiquement, en ayant égard à quelques-uns de leurs caractères les plus saillants, et qui soient comparables.

Depuis Macquer, plusieurs classifications ont été successivement suivies ; mais, à notre avis, il n'en est pas de plus ingénieuse et de plus commode que celle imaginée par Thenard. Cette classification repose sur l'affinité plus ou moins grande de ces corps pour l'oxygène, affinité mesurée à l'aide de quatre moyens différents, à savoir :

1° Par la manière dont ils se comportent à l'égard de l'oxygène gazeux. Les uns peuvent s'unir à ce gaz à différents degrés de température et se transformer en *oxydes;* d'autres, au contraire, sont impropres à s'y combiner dans les mêmes circonstances. Ainsi, tandis que l'or, l'argent, le platine ne peuvent jamais absorber l'oxygène gazeux, le cuivre, le plomb, l'antimoine, le mercure, s'y combinent à l'aide de la chaleur ; le fer, le zinc, le manganèse, le potassium, le sodium, s'oxydent à la température ordinaire. Les trois derniers sont même si oxydables, qu'on ne peut les conserver avec tout leur brillant que dans de l'huile de naphte.

Vous avez tous observé avec quelle promptitude le fer poli se rouille au contact de l'air. Eh bien ! cette rouille n'est que le résultat de son oxydation, c'est un oxyde. Vous avez vu, dans une de nos premières séances, le fer brûler avec une vive énergie au sein du gaz oxygène pur, et se réduire en globules noirs et cassants, qui sont un oxyde différent du précédent. Martelez une barre de fer rouge de feu sur une enclume, et bientôt il s'en dé-

tachera de larges écailles brunes, qu'on appelle vulgairement des *battitures*. C'est encore un oxyde de fer.

Le zinc chauffé au contact de l'air brûle avec lumière, en se convertissant en une substance blanche floconneuse, que les alchimistes nommaient dans leur langage métaphorique : *nihil album*, ou *rien blanc*, *lana philosophica* ou *laine des philosophes*, à cause de sa grande légèreté. C'est de l'oxyde de zinc.

2° Par la facilité plus ou moins grande avec laquelle la chaleur réduit ou décompose les oxydes métalliques. Les uns sont désoxygénés à des températures plus ou moins élevées : tels sont ceux d'argent, de mercure; les autres ne peuvent éprouver cet effet à quelque température que ce soit : tels sont les oxydes de cuivre, de plomb, de zinc, de fer, d'étain.

3° Par le mode d'action des métaux sur l'eau ou sur sa vapeur. — Il y en a beaucoup qui peuvent la décomposer et s'emparer de son oxygène, tandis que certains n'exercent aucun effet sur elle. Vous avez vu, dans notre sixième leçon, le fer rouge de feu décomposer la vapeur d'eau, et mettre son hydrogène en liberté. Le zinc, l'étain, l'antimoine sont dans le même cas. Plusieurs autres produisent ce résultat, à la température ordinaire. De ce nombre est le métal de la potasse, le potassium, qui, dans son contact avec l'eau, présente des phénomènes assez curieux.



*Fig.* 177.

Je jette, Messieurs, un globule de ce métal dans l'eau (*fig.* 177); voyez-le s'agiter rapidement et tournoyer à la surface du liquide, puis, presque aussitôt, s'envelopper d'une flamme rougeâtre un peu violette. Après ces singuliers phénomènes, il va disparaître en faisant entendre une légère crépitation. Ces effets sont dus à la décomposition de l'eau, et à l'inflammation du gaz hydrogène par suite de la haute température développée par la réaction du métal. L'oxyde de potassium formé, ou la *potasse*, se dissout dans l'eau, qui possède alors la propriété de verdir le sirop de violettes, ainsi que vous allez en être témoins. Si l'on met un globule de potassium sur un morceau de glace, le métal brûle avec une flamme vive colorée en rose, et il se forme sur la glace un creux qui contient une solution de potasse.

Je vais vous démontrer que c'est bien du gaz hydrogène qui est ainsi mis en liberté dans ces circonstances, en répétant l'expérience précédente sous une cloche pleine de mercure, dans la-

quelle j'introduis successivement un peu d'eau distillée, et un fragment de sodium enveloppé de papier Joseph pour le garantir du mercure qui le dissoudrait. Le gaz qui se réunit au haut de la cloche s'enflammera par l'approche d'une bougie allumée, en brûlant avec une flamme très-pâle sans laisser de résidu.

4° Par la manière dont les métaux réagissent sur l'eau en présence des acides énergiques. — Les uns opèrent, dans ce cas, sa décomposition à la température ordinaire, et donnent lieu à un dégagement d'hydrogène. Vous nous avez vu produire ce résultat, lorsque nous avons versé de l'acide sulfurique étendu d'eau sur du zinc ou du fer. C'est sur cette réaction qu'est basé le procédé habituel pour obtenir le gaz hydrogène. Mais beaucoup d'autres métaux, tels que l'étain, l'antimoine, le cuivre, le plomb, l'argent, ne pourraient remplacer le zinc ou le fer dans la préparation de ce gaz au moyen de l'acide sulfurique, attendu qu'ils n'ont pas d'action sur l'eau dans cette circonstance.

C'est en faisant usage des quatre caractères qui précèdent et qui, comme vous le voyez, Messieurs, indiquent une seule et même chose, la tendance relative des différents métaux pour l'oxygène, que Thenard les a groupés en six sections. Nous adoptons ce mode de classification, mais avec les modifications que les progrès de la science y ont apportées depuis 1834.

Dans cette classification, les métaux les plus oxygénables composent les premières sections, et ils sont placés, d'ailleurs, à la suite les uns des autres, dans chaque section particulière, d'après leur plus grande tendance pour l'oxygène. Ainsi, le potassium, qui de tous est celui qui montre le plus d'affinité pour ce gaz, est le premier de la première section, tandis que l'or, qui paraît avoir la plus faible affinité pour l'oxygène, est le dernier de la dernière section. Ces rapports, ainsi bien établis, sont très-commodes pour prévoir *à priori* les phénomènes de combinaison et de décomposition que les métaux peuvent présenter à l'égard de leurs composés respectifs. Cette classification a encore cet avantage que, dans presque toutes les circonstances, les différents métaux d'une section se comportent de la même manière avec les divers agents que l'on peut faire réagir sur eux : en d'autres termes, ils ont, à peu de chose près, les mêmes propriétés chimiques, en sorte que l'histoire de l'un aide singulièrement à comprendre l'histoire de ceux qui le suivent dans la même section.

C'est à l'aide de pareilles méthodes philosophiques que la science se perfectionne et devient d'une étude plus facile et plus attrayante.

Voici le tableau de la classification que nous suivrons.

CLASSIFICATION DES MÉTAUX, D'APRÈS LES PRINCIPES DE THENARD.

| Ire SECTION. | IIe SECTION. | IIIe SECTION. | IVe SECTION. | Ve SECTION. | VIe SECTION. |
|---|---|---|---|---|---|
| **MÉTAUX** qui absorbent l'oxygène à la température la plus élevée, et qui décomposent l'eau, même à 0°, avec une très-vive effervescence : | **MÉTAUX** qui absorbent encore l'oxygène, à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent plus l'eau à 0°. Ils ne la décomposent avec une vive effervescence qu'à une température voisine de + 100°, ou même au-dessus, mais toujours bien au-dessous de la chaleur rouge : | **MÉTAUX** qui absorbent encore l'oxygène, à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent plus l'eau qu'à la chaleur rouge, ou à la température ordinaire en présence des acides énergiques : | **MÉTAUX** qui peuvent encore absorber l'oxygène, à la température la plus élevée; qui, à la chaleur rouge, décomposent la vapeur d'eau avec beaucoup d'énergie, mais qui ne décomposent pas l'eau en présence des acides forts. Ces métaux ont une grande tendance à former des composés qui jouent le rôle *d'acides;* aussi la plupart décomposent-ils l'eau en présence des alcalis : | **MÉTAUX** qui peuvent encore absorber l'oxygène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent plus la vapeur d'eau, ou que très-faiblement, par l'intermédiaire de la plus forte chaleur. Ils ne décomposent l'eau, ni en présence des acides forts, ni en présence des alcalis : | **MÉTAUX** dont les oxydes sont réductibles ou désoxygénables par la chaleur seule, à une température plus ou moins élevée, et qui ne décomposent l'eau dans aucune circonstance : |
| **Potassium.**<br>**Sodium.**<br>**Lithium.**<br>**Baryum.**<br>**Strontium.**<br>**Calcium.** | **Magnésium.**<br>**Manganèse.**<br>**Zinc.**<br>**Cadmium.**<br>**Zirconium.**<br>**Yttrium.**<br>**Erbium.**<br>**Terbium.**<br>**Thorium.**<br>**Cérium.**<br>**Lanthane.**<br>**Didymium.** | **Fer.**<br>**Nickel.**<br>**Cobalt.**<br>**Chrôme.**<br>**Vanadium.**<br>**Aluminium.**<br>**Glucynium.**<br>**Uranium.** | **Tungstène.**<br>**Molybdène.**<br>**Osmium.**<br>**Tantale ou Colombium.**<br>**Titane.**<br>**Etain.**<br>**Antimoine.**<br>**Niobium.**<br>**Pélopium.**<br>**Ilménium.** | **Cuivre.**<br>**Plomb.**<br>**Bismuth.** | **Mercure.**<br>**Argent.**<br>**Rhodium.**<br>**Iridium.**<br>**Palladium.**<br>**Platine.**<br>**Ruthénium.**<br>**Or.** |

On désigne fréquemment les métaux par des noms qui rappellent, soit leur affinité plus ou moins grande pour l'oxygène, soit l'aspect extérieur ou quelques propriétés spéciales de leurs oxydes. Ainsi, on donne le nom de :

Métaux nobles, à ceux qui sont inoxydables directement, tels que l'or, l'argent, le platine, l'iridium, le rhodium, le palladium, le ruthénium;

Métaux alcalins, à ceux dont les oxydes sont très-solubles dans l'eau et verdissent fortement le sirop de violettes, tels que le potassium, le sodium, le lithium;

Métaux terreux, à ceux dont les oxydes, insolubles dans l'eau, ont un aspect terreux, comme l'aluminium, le magnésium, le glucynium, le zirconium, le thorium, l'yttrium, l'erbium, le terbium, le cérium, le lanthane, le didymium, le niobium, le pélopium;

Métaux alcalino-terreux, à ceux dont les oxydes, qui ont l'aspect terreux, sont sensiblement solubles et verdissent le sirop de violettes, mais moins énergiquement que les métaux alcalins: tels sont le baryum, le strontium, le calcium.

Enfin on appelle métaux proprement dits tous les autres, qui ne sont pas compris dans les classes précédentes.

Au point de vue de la pratique, on peut encore classer les métaux d'une manière plus simple, et n'en faire que trois groupes :

| MÉTAUX TROP ALTÉRABLES pour pouvoir être employés dans les arts à l'état métallique. | | MÉTAUX PEU ALTÉRABLES et servant dans les arts à l'état métallique. | | MÉTAUX PEU ALTÉRABLES, mais trop difficiles à travailler ou trop rares pour pouvoir être employés à l'état métallique. | |
|---|---|---|---|---|---|
| Potassium. | Thorium. | Fer. | Mercure. | Cobalt. | Rhodium. |
| Sodium. | Zirconium. | Nickel. | Antimoine. | Chrôme. | Ruthénium. |
| Lithium. | Yttrium. | Zinc. | Argent. | Vanadium. | Osmium. |
| Baryum. | Erbium. | Cuivre. | Or. | Tungstène. | Uranium. |
| Strontium. | Terbium. | Plomb. | Platine. | Molybdène. | Pélopium. |
| Calcium. | Cérium. | Bismuth. | Aluminium. | Cadmium. | Niobium. |
| Manganèse. | Lanthane. | Étain. | Palladium. | Titane. | Ilménium. |
| Glucynium. | Didymium. | | Iridium. | Tantale. | Magnésium. |

Jetons maintenant un coup d'œil rapide sur l'ensemble des propriétés générales et communes à tous les métaux.

Tous sont solides à la température ordinaire, à l'exception du mercure, qui est liquide et ne se solidifie qu'entre —39° et —40°.

Ils sont tous remarquables par la propriété de réfléchir une très-grande quantité de lumière. Ils renvoient de leur surface, naturellement ou artificiellement polie, une si grande masse de lumière dans une même direction, qu'elle frappe les yeux avec une intensité et une vivacité qu'on désigne sous le nom de *lustre* ou *éclat métallique*. Cet éclat ne se perd ni par le frottement, ni par la trituration ; on le fait même apparaître sur les métaux qui sont en poussière fine, tels que le *Zirconium*, le *Tantale*, l'*Iridium*, le *Cérium*, l'*Yttrium*, le *Thorium*, en comprimant fortement leur poudre sur un papier au moyen d'un corps très-dur, comme un brunissoir d'agate. Cet éclat des métaux, qui paraît dépendre de l'homogénéité de leur tissu, de leur opacité et de leur grande pesanteur, les rend très-propres à la confection des miroirs, dont ils forment toujours la partie essentielle. Cependant, tous ne possèdent pas cet éclat au même degré. Les plus éclatants sont : le platine, l'argent, l'aluminium, le mercure, l'or, le cuivre, l'antimoine, le bismuth, l'étain et le plomb, en suivant l'ordre de leur plus grand pouvoir réfléchissant.

Ils sont, de tous les corps, les plus opaques, c'est-à-dire qu'ils ne transmettent point de lumière au travers de leur masse. Mais cette opacité est plutôt dépendante de l'épaisseur que de la nature des substances, car tous les corps réduits en lames assez minces laissent passer une portion de la lumière qu'ils reçoivent ; ainsi, comme Newton l'a remarqué le premier, une feuille d'or battu, réduite à environ un millième de millimètre d'épaisseur, et collée sur du verre, laisse apercevoir une lueur verdâtre très-sensible, quand on la tient suspendue entre l'œil et la lumière du soleil ou d'une bougie.

Lorsque les métaux sont en masse et polis, ils paraissent presque tous plus ou moins blancs, avec certains reflets variables, à l'exception de l'or et du strontium qui sont jaunes, du cuivre et du titane qui sont rouges. Mais ces diverses couleurs ne sont qu'apparentes, car, lorsqu'on fait réfléchir la lumière plusieurs fois à leur surface, de manière à détruire de plus en plus les effets de la lumière blanche, on voit apparaître des teintes tout autres que celles qu'ils ont dans les conditions ordinaires. Ainsi, après dix réflexions successives :

| | |
|---|---|
| L'or............. | est d'un rouge vif ; |
| Le cuivre.......... | d'un rouge écarlate ; |
| L'argent...... .... | d'un jaune pur ; |
| Le zinc........... | d'un bleu indigo ; |
| Le fer et l'acier.... | d'une teinte violette. |

Les vases métalliques polis et un peu profonds présentent ces couleurs véritables d'une manière bien évidente. Regardez au fond

d'un calice d'or, et vous verrez le métal avec sa couleur rouge spéciale, parce que la lumière réfléchie un grand nombre de fois par les parois du calice ne contiendra plus ou presque plus de lumière blanche.

Ces nuances dues à la lumière réfléchie sont précisément les couleurs complémentaires de celles qui apparaissent par transmission dans les feuilles métalliques très-minces. En effet, dans ce dernier cas, l'or offre une teinte verte; eh bien! le rouge est la complémentaire du vert, puisque ces deux couleurs, en se réunissant, reforment de la lumière blanche.

Les métaux ont généralement une densité bien plus considérable que les autres corps solides. Tous, à l'exception du lithium, du potassium et du sodium, sont beaucoup plus lourds que l'eau. Mais cette densité est très-variable, comme on le voit par le tableau suivant :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Lithium | 0,593 | Cadmium | 8,604 |
| Potassium | 0,865 | Molybdène | 8,611 |
| Sodium | 0,972 | Cuivre fondu | 8,788 |
| Calcium | 1,584 | Cuivre en fil | 8,878 |
| Magnésium | 1,750 | Bismuth fondu | 9,822 |
| Glucynium | 2,100 | Argent fondu | 10,474 |
| Strontium | 2,542 | Plomb fondu | 11,352 |
| Aluminium | 2,560 | Palladium fondu | 11,800 |
| Titane | 5,300 | Rhodium fondu | 12,400 |
| Chrôme | 5,900 | Ruthénium fondu | 12,600 |
| Antimoine fondu | 6,712 | Mercure | 13,548 |
| Zinc fondu | 6,861 | Tungstène | 17,600 |
| Fer fondu | 7,207 | Or fondu | 19,258 |
| Étain fondu | 7,291 | — forgé | 19,361 |
| Manganèse | 7,500 | Iridium fondu | 21,150 |
| Fer en barre | 7,788 | Platine fondu | 21,150 |
| Cobalt fondu | 7,811 | — laminé | 22,069 |
| Nickel fondu | 8,279 | Osmium fondu | 21,400 |

Les métaux sont peut-être les seuls corps dont la densité se trouve modifiée par les moyens mécaniques, tels que le martelage, le laminage, etc., qui rapprochent ou condensent leurs molécules d'une manière permanente. Les différences que présente, sous ce rapport, le même métal lorsqu'il a été comprimé, ou lorsqu'il s'est solidifié tranquillement après la fusion, sont quelquefois très-considérables, ainsi que le tableau précédent le démontre.

Les métaux sont très-inégalement durs, puisque, tandis que les uns, comme le manganèse, rayent l'acier trempé, d'autres sont très-mous et rayés par l'ongle : exemple, le plomb, le potassium. La dureté de plusieurs d'entre eux peut être augmentée par l'art dans un rapport quelquefois fort considérable. C'est ainsi qu'on

rend le fer un des plus durs de tous, en y combinant une petite quantité de carbone qui le convertit en *acier;* qu'on accroît beaucoup la dureté du cuivre en l'alliant à de l'étain, pour faire ce qu'on appelle le *métal des canons* ou le *bronze*. Enfin, l'or et l'argent, qui servent à faire les monnaies, ne peuvent être travaillés qu'autant qu'on les a alliés à une petite proportion de cuivre. En général, l'expérience a démontré que de petites quantités de carbone, de silicium, d'arsenic, de phosphore, augmentent singulièrement la dureté des métaux.

Lorsqu'on développe la dureté de certains métaux par leur alliage avec d'autres corps, on développe dans le même rapport leur élasticité et leur sonorité. Ainsi, le cuivre et l'étain isolés sont très-peu sonores et très-peu élastiques; alliés en certaines proportions, ils forment un *alliage* qu'on utilise à la fabrication des cloches, des timbres et autres instruments sonores.

Une propriété, pour ainsi dire particulière aux métaux, c'est de pouvoir être battus, tirés, pressés, étendus en différents sens, sans se rompre. On appelle *ductiles* ceux qui peuvent être tirés en fils; *malléables* ceux qui se laissent amincir sous le marteau ou les cylindres du laminoir. Quelques-uns se brisent et se réduisent en poudre sous le choc du marteau; on les nomme *métaux fragiles* ou *métaux cassants.* L'antimoine, le bismuth, etc., sont de ce nombre.

Les arts ont su tirer un parti fort avantageux de la *ductilité* et de la *malléabilité* de certains métaux, et augmenter beaucoup les applications qu'on peut faire de ces corps en les réduisant en plaques, en lames ou en fils de plus en plus minces et déliés. Tous ne présentent pas ces deux propriétés au même degré. L'expérience démontre, en effet, que ceux qui passent le mieux à la filière ne sont pas ceux qui passent le mieux au laminoir, ou se travaillent le mieux au marteau. Ainsi, le fer, qu'on ne peut réduire en lames très-minces, se laisse tirer en fils excessivement fins; le plomb, l'étain, qui s'étendent en feuilles minces sous le marteau, supportent moins bien l'effort du laminoir, et ne donnent point de fils déliés. L'argent est le seul qui soit aussi malléable que ductile. Il possède cette propriété à un si haut degré, que l'imagination peut à peine concevoir la légèreté des feuilles, la finesse des fils qu'on peut en obtenir.

Voici l'ordre dans lequel on peut ranger les principaux métaux par rapport à leur plus grande facilité à passer à la filière, au laminoir, et à s'étendre sous le marteau :

TABLEAU :

| FILIÈRE. | LAMINOIR. | MARTEAU. | MÉTAUX CASSANTS rangés par ORDRE ALPHABÉTIQUE. |
|---|---|---|---|
| Platine. | Or. | Plomb. | Antimoine. |
| Argent. | Argent. | Étain. | Bismuth. |
| Fer. | Aluminium. | Or. | Cérium. |
| Cuivre. | Cuivre. | Zinc. | Chrôme. |
| Or. | Étain. | Argent. | Tantale. |
| Lithium. | Plomb. | Aluminium. | Manganèse. |
| Aluminium. | Zinc. | Cuivre. | Molybdène. |
| Nickel. | Platine. | Platine. | Rhodium. |
| Cobalt. | Fer. | Fer. | Titane. |
| Palladium. | Cobalt. | | Tungstène. |
| Zinc. | Nickel. | | Vanadium. |
| Étain. | Palladium. | | |
| Plomb. | | | |

Le *laminoir* ou l'instrument à l'aide duquel on réduit les métaux en lames, se compose (*fig.* 178) de deux cylindres d'acier

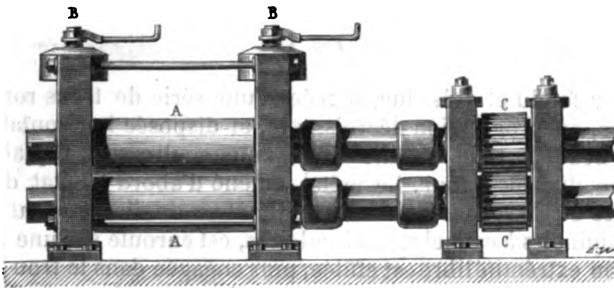



*Fig.* 178.

ou de fonte de fer A, A, dont la surface, unie et polie, est extrêmement dure; ils sont placés horizontalement à une distance fixe l'un de l'autre, et ils marchent en sens opposé. Le métal qu'il s'agit de laminer, d'abord coulé en plaque, est aminci à l'une de ses extrémités, puis engagé entre les deux cylindres qui l'entraînent dans leur marche. En diminuant à chaque passage, à l'aide des vis B et B, la distance qui sépare les cylindres, on diminue successivement l'épaisseur de la lame. C'est à l'aide de ce moyen qu'on obtient ces feuilles de zinc et de plomb qui rendent des services si multipliés; qu'on prépare la tôle laminée, les feuilles de cuivre qui servent au doublage des vaisseaux, etc.

On attribue l'invention du laminoir à Antoine Brulier ou Bru-

cher, et cet appareil, mis en mouvement par un moulin, était établi, à Paris, sur la Seine, dès l'an 1553, pour la fabrication de la monnaie. Le laminoir, alternativement adopté, abandonné et repris dans nos hôtels de monnaies, a fini par devenir d'une application générale dans l'industrie des métaux, dont il est aujourd'hui l'auxiliaire le plus efficace et le plus économique.

Quant à la *filière* (*fig.* 179), c'est une plaque rectangulaire *ff*

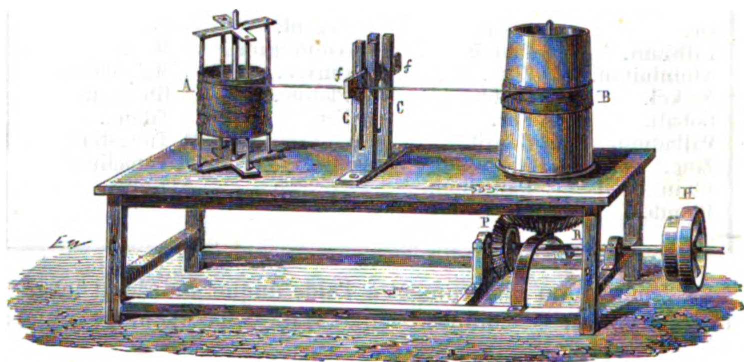



*Fig.* 179.

d'acier fondu et très-dur, percée d'une série de trous ronds ou carrés, en progression décroissante, et disposée horizontalement avec beaucoup de solidité entre deux coulisses C, C placées au centre du *banc à tirer*. Le métal, amené d'abord à l'état de tiges rondes ou de cordes de 8 à 10 millimètres de diamètre au moyen de laminoirs à cannelures circulaires, est enroulé sur une bobine A ; son extrémité libre est effilée, puis engagée dans le trou le plus grand de la filière, et saisie par une pince que tire une autre bobine B placée en regard de la première. Cette seconde bobine, légèrement conique, reçoit un mouvement de rotation de roues d'angle P, R dont l'axe est mu par une machine.

La filière offrant encore plus de résistance que la corde métallique, c'est celle-ci, qui s'étend dans le sens de la longueur et s'amincit à mesure qu'elle s'enroule sur la bobine B. Lorsque toute la corde a passé par le premier trou, on la fait passer successivement à travers tous les autres, en la reportant à chaque fois sur la bobine A, et en la soumettant de temps en temps au recuit pour éviter que le fil ne se casse.

C'est ainsi qu'on fait les cordes de laiton et d'acier pour les pianos, le fil de fer pour les treillages, le fil de laiton pour les toiles métalliques et les garde-feu, les fils d'argent et d'or pour les épaulettes, galons, brocarts, etc.

Suivant les Allemands, l'art de faire des fils d'or, d'argent, de fer, etc., a été inventé à Nuremberg, vers 1400, par un nommé Rudolphe. Il en fit longtemps un secret que son fils divulgua ensuite. D'autres prétendent que c'est un nommé Richard Archal qui fut le premier inventeur de la manière de tirer le fil de fer, d'où est venu le nom de *fil d'archal*.

Afin d'éviter que les métaux ne se gercent ou ne se déchirent pendant leur passage au laminoir ou à la filière, on a soin de les *recuire*, c'est-à-dire de les chauffer au rouge et de les laisser refroidir lentement. La chaleur diminue leur force de cohésion, écarte leurs molécules, et permet à celles-ci de glisser plus facilement les unes sur les autres.

La *ténacité* des métaux, c'est-à-dire la résistance que leurs molécules opposent à la rupture ou à l'écartement, est en rapport avec leur ductilité. On la mesure à l'aide d'un poids suspendu à l'un des bouts d'un fil métallique, d'un diamètre déterminé, poids que l'on augmente jusqu'à ce que le fil se casse. Les métaux présentent de très-grandes différences sous ce rapport. Le fer est le plus tenace, et le plomb le moins tenace des métaux, comme on le voit par le tableau suivant :

NOMBRE DE KILOGRAMMES NÉCESSAIRES POUR ROMPRE UN FIL DE 2 MILLIMÈTRES DE DIAMÈTRE.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Fer | 250 | Nickel | 48 |
| Cuivre | 137 | Étain | 16 |
| Platine | 125 | Plomb, mesuré avant la rupture | 12 1/2 |
| Argent | 85 | Plomb, mesuré après la rupture | 5 1/2 |
| Or | 68 | | |
| Zinc | 50 | | |

En général, les métaux forgés ont plus de ténacité que quand ils sont fondus. Le fil de fer, passé à la filière et légèrement recuit, supporte un poids plus considérable que le fer en barres, à égalité de section; aussi les faisceaux de fil de fer employés dans les ponts suspendus ont-ils une force extrême. Une corde formée de 30 fils de fer parallèles, ayant chacun seulement 3 millimètres de diamètre, peut supporter plus de 30,000 kilogrammes, d'après M. Person.

Vous connaissez tous, Messieurs, les sensations désignées sous le nom de goût et d'odeur de cuivre, de fer, de plomb, d'étain. Ces sensations sont bien réelles, mais il est difficile de les expliquer. En général, on admet que les corps *sapides* doivent être *solubles*, que les corps *odorants* doivent être *volatils:* ici, ni l'une ni l'autre de ces suppositions ne se réalise ; mais le fait n'en reste pas

moins certain. Quelle qu'en soit la cause, l'odeur ou la saveur propre aux quatre métaux cités se fait remarquer d'une manière manifeste lorsqu'ils ont été frottés rapidement ou soumis au choc du briquet, de manière à élever un peu leur température. Comme ces métaux sont très-oxydables au contact de l'air humide, peut-être est-ce par suite d'un commencement d'oxydation qu'ils acquièrent de l'odeur et de la saveur. Peut-être aussi cette propriété est-elle vraiment étrangère au métal lui-même, et doit-elle être attribuée à quelque substance interposée. Nous verrons plus tard que les procédés métallurgiques fournissent toujours les métaux dont nous parlons souillés de quelques matières charbonneuses, qui pourraient bien contribuer à la production du phénomène qui nous occupe, phénomène d'autant plus singulier qu'il ne paraît pas être commun à tous les métaux. — Quelques-uns d'entre eux exhalent une odeur particulière lorsqu'ils sont en vapeurs : tel est, par exemple, l'antimoine, dont l'odeur rappelle alors celle de la graisse brûlée.

Presque tous peuvent cristalliser. Ils offrent, dans ce cas, des formes très-simples (*fig.* 180), l'*octaèdre* A, le *cube* B, le *dodécaèdre rhomboïdal* C, et toutes leurs modifications. L'or, l'argent, le

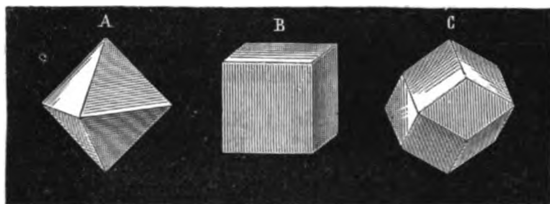



*Fig.* 180.

cuivre, se trouvent ainsi dans leurs mines. L'art offre le moyen d'avoir les autres dans cet état. Pour les uns, on arrive à ce résultat à l'aide de la volatilisation et de la condensation graduelle de leurs vapeurs. C'est ainsi qu'on agit pour le zinc et le magnésium. Pour d'autres, le bismuth, l'antimoine, le plomb, on les fond, on les laisse refroidir lentement, et on perce la croûte supérieure afin de faire écouler les parties intérieures encore liquides. On trouve alors sur les parois des vases de belles cristallisations régulières.

La structure des métaux, ou la disposition intérieure de leurs parties, qui n'est qu'une suite de l'arrangement symétrique que leurs molécules ont pris pendant le refroidissement qui a suivi leur fusion, varie beaucoup. Ainsi, le fer a une structure *fibreuse*, c'est-à-dire que la masse est formée par la réunion d'une infinité

de petites fibres qui ne sont autre chose que des cristaux très-déliés accolés les uns aux autres. L'étain a une structure *grenue*. L'antimoine, le bismuth, le zinc ont une structure *lamelleuse*, c'est-à-dire que leur masse est formée par l'agrégation de facettes ou lames cristallines plus ou moins développées, etc.

Cette disposition intérieure des parties d'un métal peut être modifiée par des actions mécaniques agissant, tantôt violemment, tantôt d'une manière peu intense, mais continue. Le fer surtout offre de fréquents exemples de ce phénomène; de fibreux et *nerveux* qu'il était, il devient grenu et cristallin, et alors il a perdu une grande partie de sa ténacité, il est même cassant. C'est ce qui arrive dans les essieux de voitures ou de locomotives qui se cassent parfois brusquement; dans toutes les tiges métalliques ou les barres qui sont soumises à des vibrations instantanées; dans les chaînes ou câbles qui éprouvent de violentes secousses. Martelez sur une enclume un lingot de zinc, il perdra bientôt sa structure lamelleuse, deviendra grenu et friable. Ces mouvements moléculaires doivent être pour beaucoup dans ces brisements, ces ruptures qui arrivent si fréquemment dans certaines pièces métalliques de nos ateliers industriels, et qu'on a rapportés jusqu'ici, d'une manière empirique, à des *pailles* ou à des *chambres*, ou à un défaut d'homogénéité dans la masse métallique.

La chaleur appliquée aux métaux produit des phénomènes de différents genres. Elle les traverse en les dilatant, les volatilise ou les fond.

De tous les corps simples et composés, ce sont ceux qui conduisent le mieux la chaleur; mais cette propriété varie dans des limites très-étendues. Le tableau suivant, qui résume les expériences de M. Despretz, indique les rapports approximatifs de conductibilité de quelques solides, le pouvoir conducteur de l'or étant pris comme terme de comparaison et représenté par 1000 :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Or | 1000 | Étain | 304 |
| Platine | 981 | Plomb | 179 |
| Argent | 973 | Marbre | 24 |
| Cuivre | 898 | Porcelaine | 12 |
| Fer | 374 | Terre de fourneaux | 11 |
| Zinc | 363 | Charbon | 2,7. |

Dans certaines applications industrielles des métaux, notamment dans la construction des appareils destinés à évaporer ou à distiller les liquides, cette inégalité de conductibilité doit être prise en grande considération, puisque la quantité de liquide évaporé ou distillé dans un temps donné est d'autant plus grande que le métal qui forme l'appareil a un pouvoir conducteur plus considérable. Voilà pourquoi on préfère le cuivre au fer ou à la

tôle, bien que son prix soit plus élevé, parce qu'il conduit près de deux fois et demie mieux la chaleur que le second.

Il n'y a qu'un petit nombre de métaux qui puissent se volatiliser et distiller à la manière du soufre. De ce nombre sont :

| | | |
|---|---|---|
| Le mercure....... | qui se volatilise | à + 350,°; |
| Le cadmium.. .. | — | un peu au-dessus; |
| Le sodium........ | — | au rouge naissant; |
| Le potassium..... | — | un peu au-dessus; |
| Le zinc.........<br>Le magnésium.. | — | au rouge blanc. |

On peut donc profiter de cette propriété pour isoler ces métaux de ceux avec lesquels ils pourraient se trouver mélangés ou combinés.

Plusieurs autres métaux, qui sont fixes en vases clos et aux températures les plus élevées, sont susceptibles cependant de fournir des vapeurs plus ou moins abondantes, quand on les calcine fortement au contact de l'air : tels sont l'antimoine, le bismuth, le plomb, etc.

Les métaux peuvent tous éprouver la fusion par la chaleur; mais les températures auxquelles ils se liquéfient sont extrêmement variables, comme vous allez le voir par le tableau suivant :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Mercure..... | — 39°,5 | Aluminium. | entre la fusion du zinc et celle de l'argent. |
| Potassium... | + 58° | Argent..... | + 1022° |
| Sodium...... | 90° | Cuivre....... | 1092° |
| Étain........ | 228° | Or.......... | 1102° |
| Bismuth..... | 246° | Fonte grise... | 1587° |
| Plomb....... | 322° | Acier...... | entre la fonte et le fer. |
| Cadmium.... | 360° | Manganèse... | id. |
| Zinc........ | 374° | Nickel....... | id. |
| Magnésium.. | températ. voisine. | Cobalt....... | id. |
| Antimoine... | 425° | Fer forgé.... | 2118° |
| Strontium..<br>Baryum.... | un peu au-dessous de la chaleur rouge. | Palladium.. | au feu de forge le plus violent. |
| Glucynium. | entre la fusion du zinc et celle de l'aluminium. | | |

Comme les métaux sont très-bons conducteurs de la chaleur, ils entrent presque aussitôt en fusion au centre qu'à la surface, et ils passent tout d'un coup de l'état solide à celui d'une parfaite liquidité.

Il en est, cependant, plusieurs qui résistent, sans changer d'état, à la chaleur des meilleurs fourneaux de forge, et qui ne peuvent être fondus qu'à l'aide de grands miroirs ardents, ou de flammes activées par un jet d'oxygène, ou de chalumeaux ali-

mentés par l'oxygène et l'hydrogène. On leur donne le nom de *métaux réfractaires*. Ce sont :

| | | |
|---|---|---|
| Molybdène, | Titane, | Rhodium, |
| Uranium, | Cérium, | Platine, |
| Tungstène, | Osmium, | Colombium, |
| Chrôme, | Iridium, | Ruthénium, |
| Vanadium, | | |

Les métaux sont aussi bons conducteurs de l'électricité que du calorique, mais ils présentent encore entre eux, sous ce rapport, de très-grandes différences, ainsi que vous allez le voir par le tableau suivant dû à M. Becquerel :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Cuivre | 1000 | Fer | 158 |
| Or | 936 | Étain | 155 |
| Argent | 736 | Plomb | 83 |
| Zinc | 285 | Mercure | 34,5 |
| Platine | 164 | Potassium | 13,3 |

Mais dès que leur surface ne suffit plus à l'écoulement de l'électricité, celle-ci pénètre dans leur intérieur, les échauffe, et quelquefois les fond ou les volatilise. Elle agit donc, dans ce cas, comme la chaleur accumulée, et produit même des effets plus remarquables, puisqu'un grand nombre d'entre eux sont brûlés avec un vif éclat au contact de l'air et réduits en vapeur. Ainsi, les métaux suivants, réduits en fils minces et soumis à la décharge d'une forte batterie voltaïque, présentent les phénomènes ci-après indiqués :

| | | |
|---|---|---|
| Fer | ignition avec lumière | blanche très-vive. |
| Étain | — | d'un blanc bleuâtre. |
| Zinc | — | blanche mêlée de bleu et de rouge. |
| Plomb | — | bleuâtre ou purpurine. |
| Argent | — | verte. |
| Cuivre / Or | — | d'un blanc bleuâtre. |

M. Children, à l'aide d'une batterie puissante, a opéré la fusion des métaux les plus réfractaires, tels que l'iridium, l'alliage d'osmium et d'iridium, etc.

Quelques métaux seulement sont attirables à l'aimant, à savoir : le fer, le nickel, le cobalt, le chrôme, l'aluminium. Je les nomme dans l'ordre de leur faculté magnétique décroissante. C'est le fer combiné naturellement avec l'oxygène, ou artificiellement avec le charbon, qui constitue les *aimants naturels et artificiels*.

La plupart des métaux possèdent une propriété fort curieuse, qui a été signalée, pour la première fois, en 1823, par Dœbereiner, professeur de chimie à l'université d'Iéna. C'est de pouvoir

déterminer l'inflammation du gaz hydrogène et de tous les autres gaz inflammables au contact de l'air, en opérant leur combinaison avec l'oxygène atmosphérique. Ce qu'il y a de plus singulier dans cet effet, c'est que les métaux n'interviennent là que mécaniquement, car ils ne contractent aucune union, soit avec les gaz qui sont en présence, soit avec les composés qui prennent naissance. Qu'on dirige sur quelques grains de platine en poudre ou en masse spongieuse un courant d'hydrogène à travers l'air, le métal rougit presque aussitôt, enflamme le gaz, de l'eau se produit, sans que le platine change d'aspect, augmente ou diminue de poids.

Beaucoup d'autres métaux agissent comme le platine, mais à l'aide d'une température comprise entre 100° et 350°. Il en est de même du charbon, de la pierre ponce, de la porcelaine, du verre, etc. Ces différentes substances opèrent d'autant mieux qu'elles ont des formes plus anguleuses. Dans tous les cas, elles ne rougissent jamais et n'enflamment point le gaz comme le font les métaux. Ceux-ci perdent promptement, au contact de l'air, cette propriété; mais on la leur rend, et même à un plus haut degré, en les chauffant jusqu'au rouge dans un creuset, ou en les faisant rougir au moyen d'un courant d'hydrogène enflammé.

On a tiré parti de la découverte de Dœbereiner pour construire une *lampe hydroplatinique ou briquet à gaz hydrogène*, aussi simple que commode, dont voici la figure et la description (*fig.* 181);

Dans un bocal A, pourvu d'un couvercle en cuivre jaune auquel est soudée une cloche renversée D, on met de l'eau acidulée par l'acide sulfurique (6 parties d'eau contre 1 d'acide concentré). Un morceau de zinc B est suspendu à un fil de cuivre, dans l'intérieur de cette cloche, et c'est par son immersion dans l'eau acidulée du bocal que se produit le gaz hydrogène qui s'accumule dans la cloche en déplaçant l'eau. Lorsqu'on ouvre le robinet E*r*, placé au-dessus du couvercle, le gaz, en s'échappant par un tuyau capillaire F, va, sous forme de courant, frapper l'éponge de platine qui est renfermée dans une petite cage G, supportée également par le couvercle. L'éponge s'échauffe, rougit et enflamme le gaz. En même temps, l'eau re-



*Fig.* 181.

monte dans la cloche, agit de nouveau sur le zinc, reproduit du gaz hydrogène qui refoule encore le liquide, et ainsi de suite. On a donc, par ce moyen, une source d'hydrogène qui ne tarit que lorsque l'eau n'est plus acide et que le zinc à disparu. En les renouvelant l'un et l'autre, le briquet est remis en état pour un temps assez long. — Un mouvement de crémaillère *s*, placé sur le couvercle et obéissant à la pédale *l* du robinet, fait avancer une petite lampe M juste au-devant de la flamme du gaz ; la mèche prend immédiatement feu et procure ainsi de là lumière. En interrompant le courant de gaz, la lampe revient à sa position première. — Malheureusement il faut changer très-souvent l'éponge de platine, ou au moins la chauffer au rouge ou la tremper dans l'acide azotique, parce qu'elle perd assez promptement la faculté d'enflammer le gaz hydrogène.

L'état de ténuité ou de porosité plus ou moins considérable dans lequel se trouvent les métaux influe d'une manière assez notable sur la facilité avec laquelle ils peuvent opérer l'union des gaz à certaines températures. Plus ils sont poreux, mieux ils agissent. Voilà pourquoi on emploie, dans la construction du briquet de Dœbereiner, le platine en masse spongieuse ou à l'état d'*éponge*, comme on dit vulgairement.

La cause des effets remarquables que je viens de signaler à votre attention, Messieurs, n'est pas encore bien connue. On l'a d'abord rapportée à une action électro-chimique; aujourd'hui la majeure partie des chimistes l'attribuent à la propriété dont jouissent certaines substances de déterminer, par le seul effet de leur présence, tantôt des combinaisons, tantôt des décompositions. Je reviendrai plus tard sur cette question en vous parlant du platine en particulier.

Les métaux peuvent s'unir aux métalloïdes. Les composés binaires qui en résultent sont excessivement nombreux. Les chimistes sont parvenus à les distinguer les uns des autres à l'aide d'un système de nomenclature fort simple. Ils donnent une terminaison en *ure* au nom du métalloïde combiné à un métal, et ils font suivre ce nom ainsi modifié du nom du métal. Ainsi, pour désigner le composé formé par l'union du phosphore et du cuivre, ils disent *phosphure de cuivre;* pour le composé du chlore et du mercure, *chlorure de mercure*, etc.

D'après cela, les composés de :

| | | | |
|---|---|---|---|
| L'arsenic | avec un métal | s'appellent | des ARSÉNIURES. |
| L'azote | — | — | des AZOTURES. |
| Du bore | — | — | des BORURES. |
| Du brôme | — | — | des BRÔMURES. |
| Du carbone | — | — | des CARBURES. |
| Du chlore | — | — | des CHLORURES. |
| Du fluor | — | — | des FLUORURES. |
| De l'hydrogène | — | — | des HYDRURES. |

| | | | |
|---|---|---|---|
| De l'iode | — | — | des IODURES. |
| Du phosphore | — | — | des PHOSPHURES. |
| Du sélénium | avec un métal | s'appellent | des SÉLÉNIURES. |
| Du silicium | — | — | des SILICIURES. |
| Du soufre | — | — | des SULFURES. |
| Du tellure | — | — | des TELLURURES. |

Lorsque les composés possèdent des propriétés analogues à celles des acides, la terminaison *ure* est changée en *ide*. C'est ainsi qu'on dit *chloride* de mercure, *iodide* de mercure, pour le chlorure et l'iodure de mercure qui sont acides.

Mais les métalloïdes ne manifestent pas la même tendance pour tous les métaux indistinctement. Ainsi, le phosphore, l'arsenic, le soufre, le sélénium, le chlore, le brôme et l'iode peuvent s'unir à presque tous directement, et en donnant naissance à des composés à proportions fixes et constantes; tandis que l'hydrogène, le carbone, l'azote et les autres ne se combinent qu'avec un très-petit nombre de métaux, jamais ou presque jamais d'une manière directe, et souvent sans suivre de proportions déterminées.

Ordinairement le même métalloïde peut s'unir avec un métal en plusieurs proportions fixes. Dans ce cas, on désigne les divers composés de la même manière que les divers oxydes d'un même corps simple. On dit donc :

*Protosulfure de fer,* pour le composé le moins sulfuré;
*Sesquisulfure de fer,* pour celui qui contient une fois et demie autant de soufre que le premier;
*Bisulfure de fer,* pour celui qui en contient deux fois autant.

Les métaux, en se combinant entre eux, donnent naissance à une nouvelle classe de composés qui portent le nom générique d'ALLIAGES. Chaque alliage se distingue en particulier par le nom des métaux qu'il renferme. Exemples : *alliage d'étain et de plomb*, *alliage d'or et d'argent*, etc. On a fait une exception à cette règle en appliquant aux alliages dont le mercure fait partie l'ancienne expression *amalgame*, créée par les alchimistes du moyen âge. On dit donc *amalgame d'étain*, *amalgame de bismuth*, et non *alliage de mercure et d'étain, etc.*

Les alliages métalliques peuvent être considérés, relativement à l'industrie, comme des métaux nouveaux possédant des propriétés spéciales et presque toujours différentes de celles qui appartiennent aux métaux qui les constituent. En voyant le nombre si considérable des métaux connus, on peut se demander tout d'abord pourquoi on a songé à en produire ainsi de nouveaux. Il est facile de comprendre et de justifier l'invention des alliages.

Sur nos 47 métaux, il est à remarquer que 11 seulement peuvent être employés seuls, à savoir :

| | | |
|---|---|---|
| Le fer, | Le plomb, | L'or, |
| Le platine, | Le cuivre, | L'argent, |
| Le mercure, | L'étain, | Le palladium, |
| L'aluminium, | Le zinc, | |

Ce sont, en effet, les seuls qui joignent à un prix accessible certaines propriétés précieuses, telles que la ductilité, la malléabilité, la ténacité, l'inaltérabilité à l'air. Le platine a surtout pour lui son infusibilité, tandis que le plomb, l'étain, le zinc rendent de nombreux services par leur fusibilité ; la liquidité du mercure le rend propre à une foule d'emplois. Mais comme, en définitive, chacun de ces métaux ne possède les qualités qui lui sont propres que dans certaines limites, et qu'il ne peut satisfaire à toutes les nécessités de l'industrie, on a senti de bonne heure le besoin de modifier plus ou moins les qualités essentielles de chaque métal, et on y est parvenu en lui associant un ou plusieurs métaux dans des proportions déterminées.

Ainsi que nous l'avons déjà vu, on durcit l'or et l'argent de manière à les rendre applicables à la fabrication des monnaies, des ustensiles et des bijoux, en y combinant une certaine quantité de cuivre.

Ce dernier métal ne pourrait servir à la confection des bouches à feu ou des canons, parce qu'il est trop mou ; on le rend propre à cet usage en y alliant 10 p. 100 d'étain : on en fait alors le *bronze*. Si c'est 20 p. 100 d'étain qu'on y ajoute, on en fait une autre espèce de bronze éminemment élastique et sonore, qu'on utilise à la confection des cloches, des timbres d'horlogerie et des instruments de musique.

Pour la confection des caractères d'imprimerie, le plomb serait trop mou, l'antimoine trop cassant. Leur union fournit un métal parfait pour cette application.

Le plomb et l'étain sont des métaux fusibles ; toutefois ils ne le sont pas à des températures assez basses pour certaines applications, telles que les clichés métalliques, les rondelles fusibles destinées à servir de soupapes de sûreté dans les chaudières de machines à vapeur. Au moyen du bismuth, on obtient plusieurs alliages ternaires dont la fusibilité est inférieure à 100 degrés, et en rapport avec les proportions du bismuth.

C'est une chose bien digne de remarque que l'influence exercée sur les propriétés d'un métal par les quantités les plus faibles d'un autre. Ainsi, des traces de cuivre, ou de plomb, ou de fer, ou d'étain, ou de mercure, diminuent la dureté du zinc à un degré plus ou moins prononcé, et favorisent ou retardent sa

solution dans les acides. Un peu de cuivre et de fer la favorisent; le mercure et, après lui, le plomb la retardent, au contraire. Le zinc du commerce, n'étant presque jamais exempt de plomb, est donc plus propre à la construction des appareils voltaïques que le zinc purifié qui se dissout trop rapidement dans l'acide sulfurique.

Vous le voyez par ces quelques exemples, le champ des applications des métaux s'agrandit indéfiniment par leur association mutuelle, et vous pouvez prévoir que le nombre des alliages ira sans cesse en augmentant avec les progrès de l'industrie.

En tenant compte des métaux qui ne peuvent être employés qu'à l'état d'alliages, et qui sont au nombre de 4, savoir : l'antimoine, le bismuth, le nickel et l'iridium, on voit qu'en somme il n'y a que 15 métaux dont les arts et l'économie domestique tirent parti.

La combinaison des métaux entre eux se fait rarement en proportions constantes ou définies. Les alliages régulièrement cristallisés, et c'est le plus petit nombre, sont dans ce cas. Les alliages amorphes doivent être considérés comme des composés à proportions définies, disséminés ou dissous dans un métal en excès : d'où il suit que la masse d'un alliage amorphe est rarement homogène.

C'est surtout lorsqu'on coule une grande quantité d'un alliage quelconque dans des moules, et que le refroidissement est lent à se produire, qu'il s'opère, dans la masse, des séparations de ces composés cristallins, et que, même, le métal le plus lourd tend à s'isoler des autres et à gagner la partie inférieure du bain. On cherche à remédier, autant que possible, à ce grave inconvénient, en remuant fortement ou en *brassant*, comme on dit en termes techniques, le mélange des métaux fondus avant et pendant la coulée. Pour obtenir plus d'homogénéité dans l'alliage, on le soumet souvent à une nouvelle fusion.

J'abrége à dessein ces généralités, me réservant de vous parler des propriétés et des applications des alliages les plus importants, lorsque je ferai l'étude spéciale des métaux usuels.

Je ne reviendrai pas ici sur l'action de l'oxygène ou de l'air, ni sur celle de l'eau sur les métaux, puisque je vous en ai parlé à propos de la classification de ces éléments. Je me bornerai à poser ce principe, qui ne souffre aucune exception : c'est qu'un métal n'est soluble dans l'eau qu'autant qu'il est oxydé.

J'étudierai avec soin, au contraire, l'action des acides, car cette question est du plus haut intérêt, en raison des applications nombreuses qui en découlent. Nous devons distinguer ici l'action des oxacides de celle, toute différente, des hydracides :

Les oxacides agissent sur les métaux en raison de l'oxygène qu'ils contiennent. Ils le cèdent à ces corps en totalité ou en partie, et les oxydes formés s'unissent, le plus ordinairement, avec une partie de l'acide qui est en présence : de là, une nouvelle classe de composés qu'on comprend sous le nom générique de SELS.

Mais les métaux des six sections ne décomposent pas indifféremment tous les oxacides. Il est beaucoup de ces derniers qui ne sont attaqués que par les métaux les plus oxydables, c'est-à-dire par ceux des premières sections. Tels sont, par exemple, les acides carbonique, phosphorique et sulfureux. Les acides sulfurique, azotique, hypoazotique, chlorique, etc., réagissent, au contraire, sur presque tous les métaux.

L'action de l'acide azotique sur certains d'entre eux, tels que le potassium, le sodium, le zinc, le fer, l'étain, est tellement violente et rapide, même à la température ordinaire, qu'il en résulte souvent des explosions. Cela a lieu surtout quand on opère sur une quantité notable d'acide dans des vases à petit orifice, les gaz ne trouvant pas d'issue assez large pour leur sortie. La température du liquide s'élève considérablement ; le potassium devient même incandescent. L'acide cédant, dans tous les cas, au métal tout ou partie de son oxygène, vous concevez que les gaz qui sont le produit de cette réaction doivent consister ou en azote, ou en protoxyde, ou en deutoxyde d'azote. Ce dernier apparaissant plus fréquemment que les autres, il en résulte que la dissolution des métaux dans l'acide azotique est ordinairement accompagnée de vapeurs nitreuses ou rutilantes. Vous devez vous rappeler que le deutoxyde d'azote se transforme subitement, par le contact de l'air, en acide hypoazotique.

L'acide azotique agit sur tous les métaux, moins 12, qui sont :

| | | |
|---|---|---|
| L'aluminium, | Le titane, | L'or, |
| Le chrôme, | Le cérium, | Le platine, |
| Le tungstène, | L'osmium, | L'iridium, |
| Le colombium, | Le rhodium, | Le ruthénium. |

Comme il les dissout tous en les convertissant en sels, excepté toutefois l'étain et l'antimoine, qui passent à l'état d'oxydes insolubles, c'est ordinairement cet acide qu'on emploie quand il s'agit d'avoir une dissolution métallique. Ainsi, à chaque instant, dans nos ateliers d'indiennes, on dissout le cuivre, le fer, le plomb, le zinc, dans l'acide azotique, pour obtenir des dissolutions qu'on épaissit et qu'on mêle aux autres ingrédients des *couleurs* ou des *réserves*. Ainsi, dans les fabriques de produits chimiques ou dans les laboratoires des pharmaciens, on dissout, dans le même acide, le bismuth, le mercure et l'argent, pour préparer

ensuite les produits qui portent les noms vulgaires de *blanc de fard*, de *précipité rouge* et de *pierre infernale*.

La *gravure à l'eau-forte* est encore un art qui repose sur la propriété que possède l'acide azotique de dissoudre les métaux. On étale une mince couche de vernis à la cire à la surface d'une planche de cuivre parfaitement plane, bien polie et exactement nettoyée. On transporte sur cette planche le calque d'un dessin, obtenu au moyen du papier verni. A l'aide d'une pointe aiguë, on enlève le vernis sur toutes les lignes qui ont été formées par l'opération du décalque. On met ainsi à nu la surface du cuivre, en sorte que le dessin est reproduit fidèlement sur la planche en linéaments dorés. On laisse séjourner alors sur la planche de métal ainsi préparée, et garnie sur tous ses bords d'un bourrelet de cire qui en forme une espèce de capsule, de l'*eau-forte*, c'est-à-dire de l'acide azotique à 26° étendu de son volume d'eau. Cette liqueur attaque le métal partout où sa surface a été mise à nu par la pointe, *mord* peu à peu, c'est-à-dire dissout une partie du métal et détermine des creux sur tous les traits du dessin, et seulement dans ces parties, puisque le reste de la planche est préservé de l'action de l'acide par le vernis qui le recouvre. Lorsque l'eau-forte a assez mordu, on la fait écouler, on lave la planche, on enlève la bordure, on fait dissoudre le vernis à l'aide d'essence de térébenthine, et on nettoie bien le cuivre. On a ainsi sur le métal un dessin en creux dont on peut multiplier facilement les empreintes par les moyens de l'impression (1).

Avec l'acide sulfurique, qui attaque tous les métaux, moins 13, savoir : les 12 sur lesquels l'acide azotique n'agit pas, et, en outre le palladium, l'oxydation des métaux est tantôt déterminée par l'oxygène de l'eau qui se décompose, tantôt par l'oxygène d'une partie de l'acide qui passe à l'état d'acide sulfureux.

Les métaux des trois premières sections, le potassium, le sodium, le magnésium, le zinc, le fer, etc., qui se dissolvent à froid dans l'acide sulfurique, donnent lieu à un dégagement de gaz hydrogène, ce qui indique bien la décomposition de l'eau que contient cet acide.

Rappelez-vous, Messieurs, ce que nous avons dit en traitant de la préparation du gaz hydrogène, et vous connaîtrez les phéno-

---

(1) L'art d'imprimer sur métal est dû à l'Italie. Cette invention eut lieu dans la ville de Florence, en 1452, et son berceau fut l'atelier du célèbre Thomas Finiguerra.

La gravure sur cuivre à l'eau-forte est due à Wenceslas d'Olmütz, dont il existe, au *British Museum*, une gravure très-curieuse représentant une figure allégorique et satirique, avec la date de 1496.

mènes qui se produisent avec les autres métaux des trois premières sections.

Tous les autres, qui n'agissent sur cet acide qu'à une température comprise entre 100° et 200°, ne produisent qu'un dégagement d'acide sulfureux, et, comme dans le premier cas, le métal oxydé, en se combinant au reste de l'acide sulfurique, constitue un sel qu'on appelle *sulfate*. Songez à la préparation de l'acide sulfureux par le moyen du mercure et vous vous formerez une idée exacte de l'action des autres métaux sur l'acide sulfurique ; aussi peut-on les substituer indifféremment au mercure pour l'extraction du gaz sulfureux.

Les hydracides n'ont pas, en général, sur les métaux, une action aussi énergique que les oxacides ; ils n'opèrent même la dissolution que des métaux des trois premières sections, c'est-à-dire des plus oxydables. Ils abandonnent leur hydrogène, qui apparait sous forme de gaz, et leur autre élément, en s'unissant aux métaux, produit des composés binaires : des *sulfures métalliques*, si c'est l'acide sulfhydrique qu'on emploie ; des *chlorures métalliques*, si c'est l'acide chlorhydrique.

Nous avons déjà fait voir l'action de l'hydrogène sulfuré gazeux ou dissous sur les métaux, qui noircissent habituellement par son contact.

Voici maintenant du zinc, du fer, de l'étain que je traite par l'acide chlorhydrique. Une vive effervescence se produit par le dégagement du gaz hydrogène, dont le volume sera exactement égal à la moitié de celui de l'acide chlorhydrique employé, et les métaux vont disparaître en se convertissant en *chlorures de zinc, de fer, d'étain*, solubles dans l'eau. C'est ainsi qu'on se procure le protochlorure d'étain, qui est connu, dans nos ateliers de teinture et d'indiennes, sous le nom de *sel d'étain*.

Il est des métaux qui sont inattaquables par les oxacides et les hydracides. Pour les dissoudre, on a recours à un liquide puissant, dont la connaissance est due aux alchimistes, qui l'ont nommé EAU RÉGALE, parce que c'est lui qu'ils employaient pour dissoudre l'or, ou le *roi des métaux* (1).

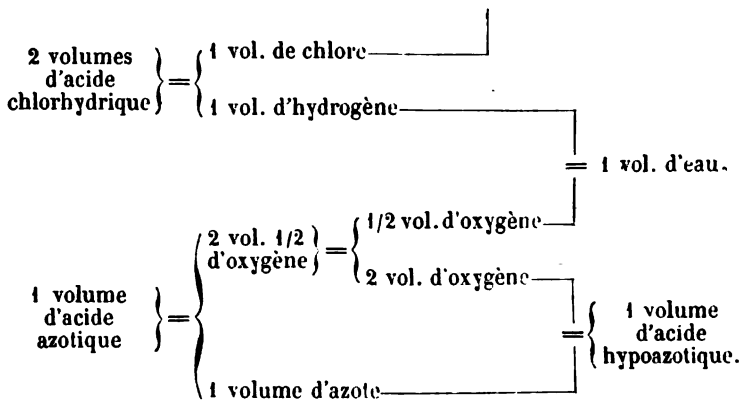
On prépare cette eau régale en mêlant 1 partie d'acide azotique à 35° et 4 parties d'acide chlorhydrique à 22°. Quand elle est destinée à la préparation des dissolutions d'étain pour la teinture, les proportions des deux acides varient à l'infini, suivant les cas où on l'applique, et, plus souvent encore, suivant le

(1) L'Arabe Geber est le premier qui ait fait mention de l'eau régale. Il la préparait en ajoutant à de l'eau-forte un quart de sel ammoniac.

caprice de l'opérateur; aussi, dans chaque atelier, trouve-t-on une recette différente. Souvent, en place d'acide chlorhydrique, on emploie du sel marin ou du sel ammoniac, qui agissent de la même manière.

Longtemps on a considéré l'eau régale comme un simple mélange des deux acides qui servent à la préparer; aussi l'appelait-on *acide nitromuriatique, acide hydrochloronitrique*. On sait aujourd'hui qu'elle se compose d'eau, de chlore et d'acide hypoazotique, par suite de la réaction qui s'établit entre les deux acides aussitôt qu'on les mêle.

L'acide chlorhydrique, au moyen de son hydrogène, enlève à l'acide azotique assez d'oxygène pour le ramener à l'état d'acide hypoazotique; il se forme donc en même temps de l'eau, et le chlore devient libre. C'est à cause de cela que le mélange des deux acides se colore immédiatement en jaune, et que, par une douce chaleur, il dégage beaucoup de chlore et de vapeurs rutilantes. Voici dans quelles proportions les deux acides doivent être mêlés pour que leur réaction soit complète :




L'eau régale des laboratoires, au moment où elle vient d'être faite, doit être considérée comme un mélange de chlore, d'acide hypoazotique, d'acides azotique et chlorhydrique étendus d'eau. Mais quand elle est ancienne, les acides étant totalement décomposés, elle n'est plus formée que d'acide hypoazotique, de chlore et d'eau.

Cette eau régale est remarquable par l'énergie avec laquelle elle attaque les corps simples ou composés sur lesquels le chlore, l'acide hypoazotique et les acides azotique et chlorhydrique n'ont aucune action. Elle agit le plus habituellement à la température ordinaire; elle donne lieu à un dégagement considérable de va-

peurs nitreuses. L'or, le platine, le palladium, qui résistent à l'action des autres acides, sont bientôt dissous par elle. Au reste, elle se comporte dans tous les cas comme le chlore, et, si son action est plus vive que celle de ce métalloïde isolé, cela tient uniquement à ce que le chlore qui s'y trouve est comme à l'état naissant.

L'eau régale est donc pour les chimistes un des dissolvants les plus précieux, et dans les ateliers de teinture et d'indiennes, dans les manufactures de porcelaine, elle sert à chaque instant pour faire les compositions d'étain ou dissoudre l'or.

Je prends quelques feuilles de ce dernier métal, j'en mets dans de l'acide chlorhydrique qui ne pourra en opérer la dissolution, puis dans de l'acide azotique, qui n'agira pas davantage, même à l'aide d'une chaleur prolongée. Que je mêle les deux liquides, et, presque aussitôt, les feuilles d'or vont disparaître, parce que j'aurai fait de l'eau régale, c'est-à-dire que j'aurai présenté au métal le chlore à l'état de gaz naissant, et que, dans cet état, le métalloïde a une énergie bien plus grande que sous toute autre forme.

Les métaux, en se dissolvant dans l'eau régale, se trouvent donc convertis en chlorures.

---

# DIX-HUITIÈME LEÇON.

## DES MÉTAUX (SUITE).

SOMMAIRE. — Des OXYDES MÉTALLIQUES. — Des *alcalis* et des *terres* de l'ancienne chimie. — Propriétés générales des oxydes métalliques. — Préparation du gaz oxygène. — Procédé de Berzelius et Dulong pour la synthèse de l'eau. — Des *hydrates*. — Des SELS. — Règles de nomenclature pour ces composés. — Coup d'œil sur l'ancienne et la nouvelle nomenclature. — Généralités sur les sels. — Lois de composition. — De la cristallisation. — De l'eau de cristallisation et d'interposition dans les sels. — Phénomènes qui dépendent de la présence de l'eau dans ces composés. — Des *mélanges frigorifiques*. — Des précipitations et végétations métalliques. — De la décomposition des sels par les acides et par les bases. — De l'action des sels les uns sur les autres. — Manière d'être des métaux dans la nature. — Idées générales sur la structure de l'écorce minérale du globe. — Exploitation des mines. — Extraction des métaux de leurs minerais. — Principales opérations de la MÉTALLURGIE.

### Des Oxydes métalliques.

Je vous ai déjà parlé bien des fois des oxydes métalliques. Vous savez que ce sont les composés qui résultent de l'union de l'oxy-

gène avec les métaux. Quelquefois, ces composés jouissant de la propriété de rougir la teinture de tournesol, on les appelle, dans ce cas, des *acides métalliques;* mais le nombre de ces derniers est très-limité, et, comme d'ailleurs ils ont toutes les propriétés de ceux qui ne rougissent pas le tournesol, il n'y a aucune raison de les distinguer de ceux-ci.

Le nombre des oxydes métalliques est immense, puisque tous les métaux peuvent former au moins un oxyde, et qu'il en est beaucoup qui en produisent même deux et quelquefois davantage.

Un fait remarquable, c'est que quand un métal peut former en même temps des composés oxygénés acides et non acides, ce sont toujours les premiers qui contiennent le plus d'oxygène. Nous avons déjà vu le même fait se présenter avec les métalloïdes.

Quand un métal forme avec l'oxygène plusieurs combinaisons, il existe toujours un rapport simple et invariable entre les différentes quantités d'oxygène de chaque oxyde. Ainsi, l'oxygène du *protoxyde de cuivre* étant représenté par 1, celui du *bioxyde de cuivre* le sera par 2, et celui du *suroxyde de cuivre* par 4. Ceci est une nouvelle application de la loi générale que je vous ai fait connaître précédemment.

Plusieurs oxydes métalliques furent connus dès l'antiquité la plus reculée, mais le plus grand nombre n'ont été découverts que depuis une cinquantaine d'années. Les premiers observateurs avaient très-bien remarqué que la plupart des métaux, exposés à l'action du feu, perdent leur éclat et se convertissent en une poudre d'un aspect terreux, dont les couleurs et les autres caractères varient suivant le métal employé; mais ils ignoraient complétement la cause de ce changement. Ils comparèrent cette opération de *brûler les métaux* à celle par laquelle on convertit la pierre à chaux en chaux vive ; aussi la nommèrent-ils *calcination,* du mot latin *calx*, qui veut dire chaux, et ils donnèrent au produit qui en résulte le nom de *chaux métallique* ou de *terre métallique*. C'est Lavoisier, comme je l'ai déjà dit, qui a démontré, en 1774, la véritable cause du changement de propriétés dans les métaux calcinés, c'est-à-dire la fixation de l'oxygène de l'air sur eux, et leur conversion en oxydes métalliques.

Je vous ai indiqué la manière dont on forme les noms des oxydes; je n'y reviendrai donc pas. Je vous apprendrai seulement que, dans l'usage ordinaire, on appelle souvent d'une manière générale *alcalis* ou *oxydes alcalins* les oxydes des métaux de la première section, et *terres* ou *oxydes terreux* ceux des métaux de la seconde. Il est nécessaire de vous donner l'origine de ces noms d'*alcalis* et de *terres,* jadis très-employés par les chimistes.

Le mot *alcali* ou *alkali* vient des Arabes, chez lesquels il n'avait point

une signification générique, mais bien spécifique, car ils avaient donné ce nom au sel (carbonate de soude) qu'ils retiraient des cendres d'une plante qu'ils appelaient *kali*. La syllabe *al*, qui est notre article démonstratif *le, la,* était une qualification de grandeur, de force, de puissance. En l'ajoutant au mot *kali*, les médecins arabes voulurent exprimer la supériorité du sel qu'on obtient de la plante sur la plante elle-même. Ce n'est que longtemps après que ce mot *alkali* reçut une valeur plus étendue. Les anciens chimistes l'appliquèrent à trois substances seulement : la *potasse* ou *alcali végétal*, la *soude* ou *alcali minéral*, et l'*ammoniaque* ou *alcali volatil.*

Cette classe de corps était caractérisée par une saveur âcre et urineuse, une causticité plus ou moins grande, la solubilité dans l'eau, la faculté de verdir le sirop de violettes et de dissoudre ou d'altérer fortement les matières animales. Fourcroy rangea depuis dans cette classe la *baryte* et la *strontiane*; enfin, après lui, on y réunit aussi la *chaux* et la *lithine*. De ces sept alcalis, un seul n'appartient pas à la classe des oxydes métalliques : c'est l'*ammoniaque*, qui, vous le savez, est un *azoture d'hydrogène*.

Les philosophes de l'antiquité avaient admis l'existence d'un élément dans la plupart des composés solides, qu'on retrouvait toujours comme résidu après que l'art avait épuisé ses efforts pour pousser leur décomposition jusqu'où elle pouvait aller ; c'était la *terre élémentaire*, la *terre primitive*.

« Les alchimistes firent les plus grandes recherches, entreprirent les plus grands travaux pour trouver cette terre primitive, non qu'ils se souciassent beaucoup de la connaître pour elle-même et d'en déterminer les propriétés, un pareil motif était peu capable de les toucher; mais parce qu'ils s'imaginaient que, comme l'or est le plus pur des métaux, ce devait être aussi la terre la plus pure qui entrât dans sa composition. Ils ont donc cherché presque partout cette terre élémentaire, qu'ils nommaient *vierge et pure*; ils ont entrepris de la tirer de la pluie, de la rosée, de l'air, des cendres des végétaux, des animaux et de plusieurs minéraux. Mais en la cherchant ainsi dans des corps composés dont elle faisait partie, c'était précisément le moyen de ne la pas trouver; car nous verrons que quand une fois cet élément a fait partie d'un corps composé, il est comme impossible de le débarrasser entièrement des substances auxquelles il s'était uni. »

C'est Macquer qui parle ainsi en 1778. L'idée d'une terre élémentaire a régné, en effet, jusqu'à la révolution chimique de 1789. Quelques années après, Fourcroy disait déjà que ce que l'on nommait la *terre* « n'appartient plus qu'à une de ces idées vagues et indéterminées que l'imagination, peu satisfaite encore des succès de l'expérience, avait créées pour tenir lieu des faits qui manquaient encore à la science. Aujourd'hui, on ne connaît point de terre élémentaire, et, au lieu d'une, on a trouvé au moins 7 substances terreuses qui auraient toutes autant de droit à être nommées des éléments, puisque chacune entre dans la composition de beaucoup de corps et fait partie du globe terrestre (1). »

(1) *Philosophie chimique*, par Fourcroy. 1806.

Les caractères génériques de ces *terres* étaient la sécheresse, l'inaltérabilité au feu, l'infusibilité, l'insolubilité dans l'eau, le peu d'adhérence aux acides. On les partagea en deux classes : les *terres arides* ou *terres proprement dites*, telles que la *silice*, la *zircône*, l'*alumine*, la *glucyne* et l'*yttria*; et les *terres alcalines*, telles que la *magnésie* et la *chaux*. Toutes ces substances sont reconnues aujourd'hui pour des oxydes métalliques, à l'exception de la première, la *silice*, qui est un acide du *silicium*, élément métalloïde.

Il n'y a donc plus maintenant aucune substance simple à laquelle, dans le langage exact de la science, on donne exclusivement le nom de *terre*. Ce qu'on désigne sous ce nom, dans le langage usuel, est la croûte superficielle du sol, dans laquelle croissent et se développent les végétaux.

L'analyse a démontré que la *terre végétale* ou la *terre arable* est un simple mélange de silice, d'alumine et de carbonate de chaux, dont les proportions varient à l'infini. On y trouve des cailloux et des sables de diverses natures, des substances accessoires très-variables, et entre autres des oxydes de fer et de manganèse, des sels de chaux et de magnésie, et des débris, plus ou moins abondants, plus ou moins modifiés, de substances organiques, qui forment un résidu brun ou noirâtre qu'on appelle *humus* ou *terreau*.

C'est ce terreau qui donne à la terre sa fertilité. Il est à chaque instant renouvelé par les engrais et par les décompositions des plantes, ce qui compense la perte qu'il éprouve par diverses causes, et notamment par le développement des végétaux qui l'absorbent continuellement. Ainsi, la terre se dépouille peu à peu de ses principes nutritifs, et il ne reste à la fin qu'un résidu terreux, dépourvu de sucs nourriciers et complétement infertile. C'est pour cela qu'après quelques récoltes successives dans le même sol, on est obligé de lui donner de nouveaux engrais pour rétablir sa fertilité.

Après cette digression nécessaire, revenons aux oxydes métalliques.

Dans l'usage habituel, et pour abréger les noms des composés, on a conservé aux oxydes alcalins et terreux les noms univoques qu'ils portaient avant l'établissement de la nomenclature moderne. Ainsi, au lieu de dire :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Oxyde Potassique on dit | Potasse. | | Oxyde Aluminique on dit | Alumine. |
| Sodique....... | Soude. | | Glucynique .... | Glucyne. |
| Barytique ..... | Baryte. | | Yttrique........ | Yttria. |
| Strontianique.. | Strontiane. | | Magnésique..... | Magnésie. |
| Calcique ...... | Chaux. | | Thorique....... | Thorine. |
| Lithique ...... | Lithine. | | Zirconique ..... | Zircône. |

Les oxydes métalliques ont quelques propriétés générales qu'il nous importe de connaître avant de passer à l'étude d'une autre classe de composés.

Ceux des métaux appartenant aux cinq premières sections sont *irréductibles* par la chaleur, c'est-à-dire qu'on ne peut en chasser

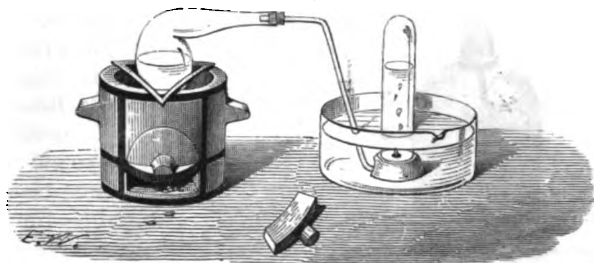


*Fig.* 182.

complétement l'oxygène et les ramener à l'état métallique. Ceux de la dernière section sont, au contraire, réductibles. Ainsi, l'oxyde rouge de mercure, l'oxyde d'argent chauffés, comme nous le faisons, dans une cornue (*fig.* 182), abandonnent tout leur oxygène et laissent pour résidu du mercure et de l'argent purs.

Mais parmi ceux des cinq premières sections, il en est qui, à un certain degré de chaleur, perdent une partie de leur oxygène et sont alors ramenés à un moindre degré d'oxygénation. Ce sont nécessairement les peroxydes. Nous en avons un exemple dans le *suroxyde* ou *peroxyde de manganèse*, qui sert, à cause de cela, dans les laboratoires, à obtenir le gaz oxygène dont on a besoin.

Cette opération est très-simple, puisqu'il suffit d'introduire cet oxyde réduit en poudre fine dans une bonne cornue en grès A (*fig.* 183) qu'on place dans un fourneau à réverbère BCD, et à la chauffer au rouge jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien de son intérieur. Pour recueillir le gaz, on adapte au col de la cornue A un tube recourbé à boule HIE qu'on fait plonger par son autre extrémité dans une cuve à eau G sur laquelle on dispose à l'avance les cloches F où l'on doit recevoir l'oxygène. On en laisse perdre les premières portions, parce qu'elles sont mélangées d'air, et on ne recueille le gaz que lorsqu'il rallume très-rapidement et avec éclat une bougie présentant seulement quelques points en ignition dans sa mèche. D'un kilogramme de peroxyde de manganèse, on extrait facilement 40 à 45 litres de gaz oxygène pur.

Par cette calcination, le suroxyde manganique n'éprouve qu'une désoxygénation partielle. Une partie, en abandonnant de son oxygène, se trouve ramenée à l'état de protoxyde. Celui-ci s'unit intimement au restant du suroxyde, et empêche sa décomposition par le feu le plus violent. C'est ce composé qui constitue la poudre d'un brun rougeâtre qui reste dans la cornue, et auquel

on donne vulgairement le nom d'*oxyde rouge de manganèse*.

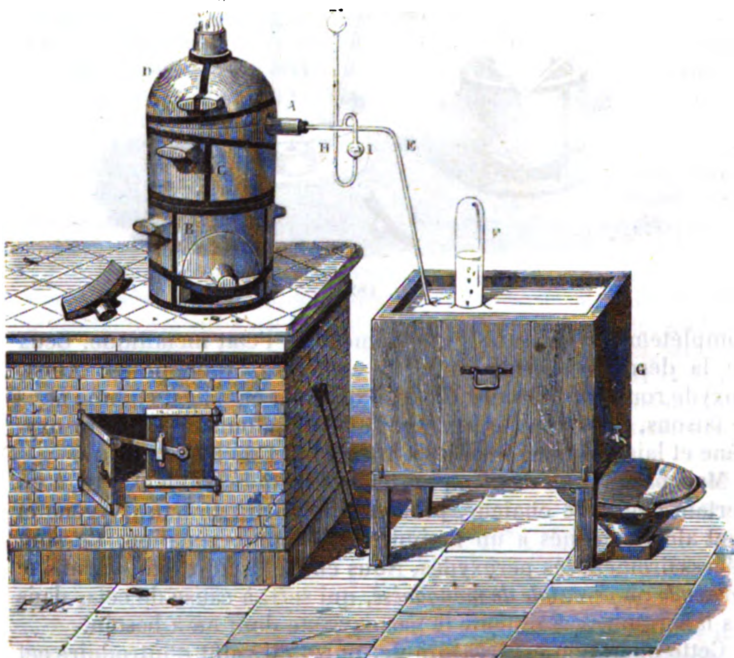


*Fig.* 183.

Parmi les métalloïdes qui exercent une action générale sur les oxydes, je crois devoir signaler spécialement le carbone et l'hydrogène, parce que d'utiles applications découlent de cette action.

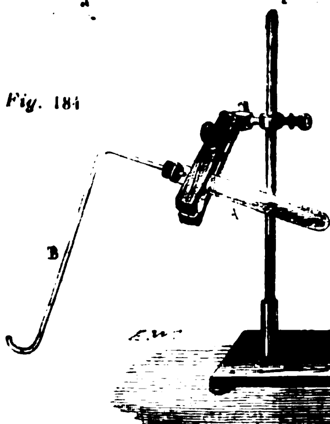


*Fig.* 184

Ainsi, à l'exception des oxydes terreux de la deuxième section, tous les autres sont ramenés par le charbon à l'état métallique, mais à des températures variables pour chacun d'eux ; il se produit de l'acide carbonique ou de l'oxyde de carbone.

Si le métal abandonne aisément l'oxygène, et tels sont les oxydes de la cinquième

et de la sixième section, c'est de l'acide carbonique qui se dégage, comme il est facile de s'en convaincre en chauffant un mélange bien intime d'oxyde noir de cuivre et de charbon dans un tube de verre peu fusible A (*fig*. 184). Le gaz qui se dégage par le tube B est complétement absorbable par l'eau de soude, et si on le fait rendre dans une éprouvette contenant de l'eau de chaux, il la blanchit et fait déposer toute la chaux à l'état de carbonate pulvérulent.

Avec les oxydes les plus difficiles à réduire (première et troisième sections), on n'obtient que de l'oxyde de carbone, parce que la décomposition ne peut avoir lieu qu'à une température excessivement élevée, circonstance dans laquelle l'acide carbonique serait transformé lui-même en oxyde de carbone par le charbon ou par le métal. Aussi, dans ces cas, on ne peut agir que dans un tube en fer ou dans une cornue de grès placée au centre d'un fourneau à réverbère. L'appareil de la figure 183 est celui qu'on emploie dans les laboratoires lorsqu'on veut préparer l'oxyde de carbone par le procédé de Priestley. Il consiste à calciner fortement dans une cornue de grès un mélange fait à parties égales d'oxyde de zinc et de charbon bien calciné.

Avec les oxydes de la quatrième section, l'oxyde de carbone produit est toujours accompagné d'acide carbonique, parce que la chaleur n'est pas la même dans toute la masse, et que la réduction ne s'opère pas d'une manière uniforme.

En général, c'est à l'aide de cette réaction du charbon sur les oxydes métalliques naturels ou préparés à dessein qu'on obtient la plupart des métaux usuels; on chauffe le mélange de charbon et d'oxyde soit dans de grands creusets, soit dans des fours appropriés. Mais les métaux obtenus ainsi retiennent ordinairement une petite quantité de charbon.

L'action de l'hydrogène sur les oxydes métalliques est plus restreinte que celle du carbone; elle ne s'exerce que sur les oxydes des 4 dernières sections. Il se forme de l'eau, et les métaux revivifiés sont dans un tel état de division et de porosité qu'ils sont *pyrophoriques*, c'est-à-dire qu'ils s'embrasent spontanément dès qu'on les place dans l'air. Ce phénomène est surtout très-marqué avec le fer, le cobalt et le nickel. M. Magnus, qui a fait cette observation, explique cette inflammation spontanée des poudres métalliques, par l'absorption qu'elles exercent, en raison de leur état poreux, sur l'oxygène de l'air, absorption qui a lieu avec une intensité suffisante pour élever beaucoup la température et produire ainsi les conditions nécessaires à la combustion et à l'oxydation. Ce fait est donc tout à fait analogue à celui que présente le charbon très-divisé des poudreries qui, comme je l'ai déjà dit, est très-pyrophorique.

L'emploi de l'hydrogène pour la réduction des oxydes des troisième, quatrième et cinquième sections, permet de faire avec beaucoup de précision l'analyse de ces composés, et d'obtenir des métaux parfaitement purs. On place l'oxyde qu'il s'agit de réduire dans une ampoule de verre C (*fig.* 185), et on fait passer à travers un courant de gaz hydrogène desséché par le chlorure de calcium B.

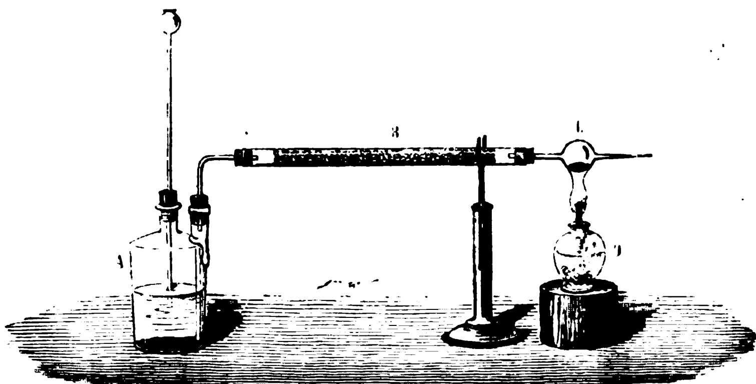


*Fig.* 185.

Ce n'est que lorsque tout l'air a été expulsé de l'appareil par le courant d'hydrogène, qu'on chauffe l'ampoule au rouge à l'aide d'une lampe à esprit-de-vin D.

L'un des meilleurs procédés synthétiques pour déterminer la véritable composition de l'eau, celui que Berzelius et Dulong ont employé les premiers en 1820, repose sur ce principe et consiste à recueillir l'eau formée pendant la désoxygénation de l'oxyde noir de cuivre par l'hydrogène sec. Ce mode opératoire, perfectionné en 1842 par M. Dumas, est d'une rigoureuse exactitude. Voici l'appareil employé par ce dernier savant (*fig.* 186).

On met dans un flacon à trois tubulures F les matières propres à produire le gaz hydrogène. L'acide sulfurique pur dont on se sert est contenu dans un entonnoir à robinet E, qui le laisse tomber au fur et à mesure dans le tube central placé dans la troisième tubulure. La tubulure de gauche porte un tube recourbé qui plonge dans le mercure de l'éprouvette A; celle-ci fait office de soupape de sûreté pour l'issue du gaz lorsque la pression devient trop grande dans l'appareil. On purifie l'hydrogène qui s'écoule par le tube à robinet *r*, en le faisant passer dans une série de tubes en U, reliés les uns aux autres, bien mastiqués et suspendus à un cadre de bois. Le premier *a* contient des fragments de verre humectés d'azotate de plomb pour retenir le soufre que contient toujours le zinc du commerce et qu'il cède à l'hydrogène; le deuxième *b* contient des fragments semblables humectés de sulfate d'argent pour absorber

l'arsenic; le troisième *c* contient dans la première branche de la ponce humectée de potasse, et dans la seconde, des fragments de potasse solide ordinaire; les tubes *d* et *e* sont remplis de potasse calcinée en fragments; cet alcali a pour but de fixer un composé huileux formé par l'union de l'hydrogène avec le charbon qui existe aussi dans le zinc. Dans les tubes *f* et *g*, entourés d'un mélange réfrigérant, on met de la ponce en fragments grossiers, saupoudrés d'acide phosphorique anhydre destiné à dessécher complétement le gaz. Le petit tube *h* contenant les mêmes matières, et nommé *tube témoin*, sert à constater, par l'invariabilité de son poids, qu'aucune substance ne s'est fixée dans son intérieur, et, par suite, que le gaz qui l'a traversé était parfaitement sec.

Au sortir de cette série de tubes purificateurs, l'hydrogène entre dans un petit ballon en verre dur B contenant un poids déterminé d'oxyde noir de cuivre desséché et porté au rouge obscur au moyen d'une lampe à esprit-de-vin à double courant L. L'eau produite par la réaction de ces deux corps vient se condenser dans un deuxième ballon B'; et pour être certain que l'hydrogène qui se dégage sans avoir agi sur l'oxyde n'entraîne hors de l'appareil aucune trace de vapeur aqueuse, on place dans le col I du ballon B' des fragments de chlorure de calcium, et à la suite quatre tubes en U, dont le premier *i* contient de la potasse rougie, le second *k* de l'acide phosphorique anhydre, et les deux derniers, plus petits, *l* et *o*, également remplis du même acide,

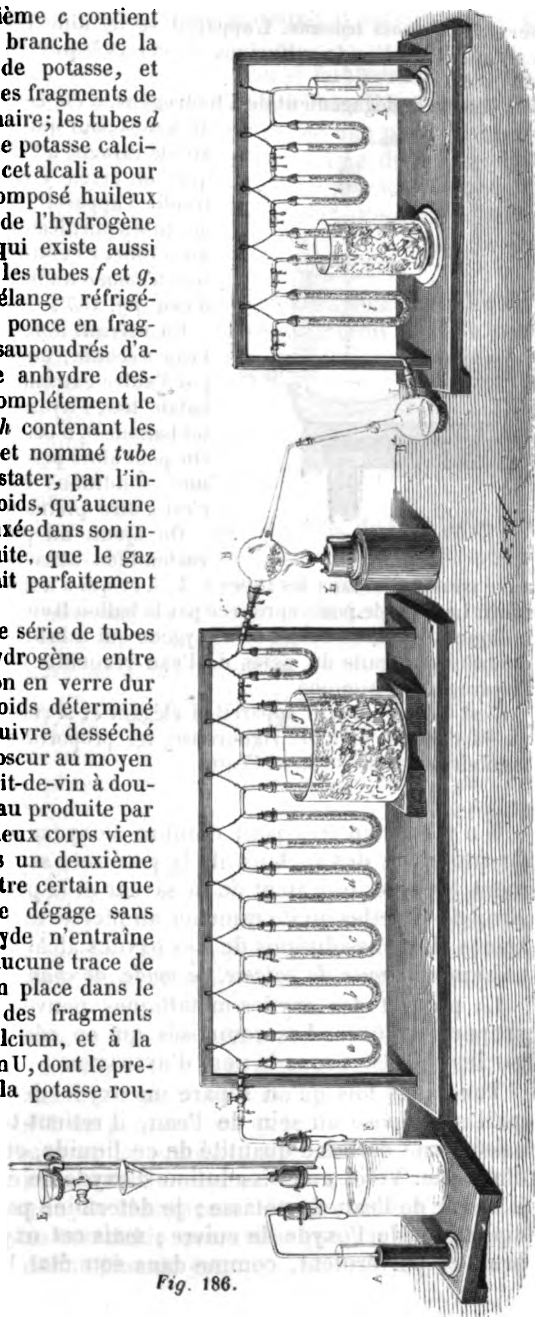


*Fig.* 186.

servent de *tubes témoins*. L'appareil se termine par une éprouvette A' contenant de l'acide sulfurique, à travers lequel se dégage l'hydrogène en excès.

Lorsque le dégagement de l'hydrogène a été continué pendant assez de temps pour que tout l'oxyde de cuivre ait été ramené à l'état de cuivre métallique, on arrête l'opération; on laisse refroidir l'appareil; on détache la partie des tubes purificateurs qui est à la gauche du robinet *r'* et on adapte à l'extrémité du *tube témoin o* un flacon aspirateur A plein d'eau (*fig.* 187).

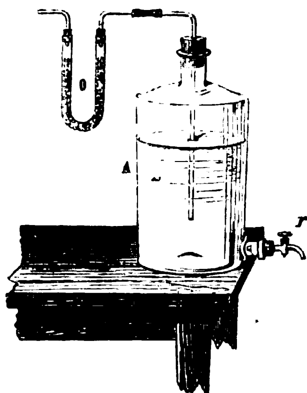


Fig. 187.

En ouvrant le robinet *r* de l'aspirateur, l'eau s'écoule, tandis que de l'air entre par l'autre extrémité de l'appareil en *r*, balaie tout l'hydrogène qui restait dans les ballons B, B', et dans les tubes *i*, *k*, *l*, *o*. On peut alors peser ceux-ci dans les mêmes conditions qu'avant l'expérience, c'est-à-dire pleins d'air atmosphérique.

On ajoute au poids de l'eau liquide rassemblée dans le ballon B', celle qui a été condensée dans les tubes *i*, *k*, *l*, et qui a augmenté leur poids primitif. La perte de poids éprouvée par le ballon B où était l'oxyde de cuivre, indique la quantité exacte de l'oxygène qui a brûlé l'hydrogène, et cette quantité soustraite du poids de l'eau recueillie fait connaître celle de l'hydrogène consommé.

C'est à l'aide de cet appareil si élégant et si complet que M. Dumas a pu fixer, d'une manière rigoureuse, les proportions des deux gaz élémentaires qui constituent l'eau.

Il n'y a qu'un très-petit nombre d'oxydes solubles dans l'eau. Ce sont ceux des métaux de la première section. Ce sont également les seuls qui aient de la saveur et la propriété de verdir le sirop de violettes ou de ramener au bleu le tournesol rougi par les acides. Les dissolutions de ces oxydes alcalins s'appellent ordinairement : *eaux de potasse*, *de soude*, *de chaux*, etc.

La plupart des oxydes métalliques peuvent s'unir à l'eau en proportions fixes. Les composés qui en résultent sont désignés par les chimistes sous le nom d'HYDRATES.

Toutes les fois qu'on sépare un oxyde de ses dissolutions et qu'il se dépose au sein de l'eau, il retient toujours en combinaison une certaine quantité de ce liquide, et il est alors à l'état d'hydrate. Voici une dissolution d'oxyde de cuivre dans laquelle je verse de l'eau de potasse ; je détermine par ce moyen la précipitation de l'oxyde de cuivre ; mais cet oxyde, au lieu d'être brun et pulvérulent, comme dans son état habituel, est coloré

en bleu et sous forme de flocons gélatineux ; il est alors à l'état d'*hydrate d'oxyde de cuivre*.

La plupart des oxydes retiennent l'eau si faiblement, qu'ils la perdent par le seul effet de la dessiccation à l'air. Il est cependant plusieurs hydrates qu'on ne peut décomposer que par le secours d'une température assez élevée. Il en est même deux qui sont complétement indécomposables : tels sont les hydrates de potasse et de soude, qu'on connaît sous les noms de *potasse* et de *soude caustiques*.

Les acides, dans leur contact avec les oxydes métalliques, donnent lieu à des phénomènes intéressants dont je dois vous faire part. Nous examinerons séparément l'action des oxacides et celle des hydracides.

Dans le plus grand nombre de cas, les oxacides s'unissent aux oxydes métalliques d'une manière intime et en proportions constantes. Ils produisent avec eux les nombreux composés auxquels on donne le nom générique de SELS.

Mais, parfois, ils leur enlèvent tout ou partie de leur oxygène, et les ramènent alors ou à l'état métallique, ou à un état d'oxydation moins avancé.

Ainsi, les acides non saturés d'oxygène, tels que les acides phosphoreux, sulfureux, hypoazotique, etc., en contact avec le peroxyde de manganèse, se transforment en acides phosphorique, sulfurique, azotique, en changeant le premier en protoxyde de manganèse. Ainsi, l'acide phosphoreux, chauffé légèrement avec l'oxyde rouge de mercure, le réduit en mercure coulant et se convertit en acide phosphorique. Vous voyez bien, par ces exemples, que les acides s'oxygènent davantage aux dépens des oxydes sur lesquels ils réagissent.

Les peroxydes ont peu d'affinité pour les acides, et ils tendent toujours à perdre une partie de leur oxygène pour repasser à l'état de protoxydes, qui se combinent très-bien aux seconds. Voilà pourquoi les acides sulfurique, phosphorique, azotique, chauffés avec ces peroxydes, donnent lieu à un dégagement de gaz oxygène.

Nous avons un exemple de ce genre de décomposition dans l'action de l'acide sulfurique sur le peroxyde de manganèse. En faisant chauffer dans un ballon ou une cornue (*fig.* 188) 5 à 6 parties d'acide sur 1 du peroxyde en question, on obtient, ainsi que Scheèle l'a reconnu le premier, une grande quantité de gaz oxygène, et il reste dans le vase un composé d'acide sulfurique et de protoxyde de manganèse. Ce procédé d'extraction de l'oxygène est plus commode que celui que j'ai indiqué précédemment, et il donne plus de gaz.

Les hydracides ne peuvent, dans aucune circonstance, s'unir aux oxydes métalliques. Ils les décomposent toujours en se détruisant eux-mêmes, de manière qu'il en résulte de l'eau et des composés binaires métalliques solubles ou insolubles. Cela vient

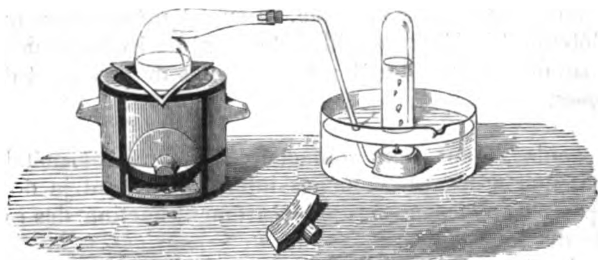
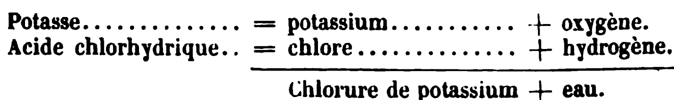


*Fig.* 188.

de ce que l'hydrogène de ces acides enlève l'oxygène aux oxydes, d'où une production d'eau, tandis que les métalloïdes et les métaux, devenus libres, se combinent. C'est ainsi qu'agissent les acides sulfhydrique et chlorhydrique sur les protoxydes, la composition des uns et des autres étant telle, que, par l'échange de leurs éléments, il peut se faire de l'eau et des sulfures ou des chlorures métalliques. Exemple :



| | | | |
|---|---|---|---|
| Potasse.............. | = potassium........... | + | oxygène. |
| Acide chlorhydrique.. | = chlore.............. | + | hydrogène. |
| | Chlorure de potassium | + | eau. |

Lorsque les hydracides sont en présence de peroxydes, la réaction est la même ; seulement il y a une portion du métalloïde qui reste libre et se dégage quand il est gazeux. Nous avons vu, dans une autre leçon, qu'en versant de l'acide chlorhydrique sur du peroxyde de manganèse, il se produit de l'eau, du chlorure de manganèse et un dégagement de chlore. Il en sera de même avec les autres peroxydes.

Munis de ces connaissances, nous pouvons maintenant nous occuper avec succès des SELS.

## Des Sels.

Le mot Sel, d'abord employé pour désigner la substance connue sous ce nom vulgaire, le *sel marin* ou le *sel de cuisine*, fut plus tard faussement appliqué, comme dénomination générique, à toute matière sapide, soluble dans l'eau et susceptible de cristalliser, en sorte que l'on confondit dans la même classe des corps très-différents : des alcalis, des acides, des substances organiques, etc.

Aujourd'hui, le nom de *sel* est exclusivement réservé, depuis Lavoisier, aux composés résultant de l'union d'un acide et d'une base salifiable quelconque, et par *base* on entend un oxyde métallique ou un corps alcalin, comme l'ammoniaque.

Ces composés ont des noms qui indiquent tout à la fois la nature de l'acide qu'ils contiennent, ce qui détermine le genre des sels, et la nature de l'oxyde, ce qui détermine l'espèce. Voici comment on forme ces noms.

Le nom des acides terminés en *ique* reçoit la désinence *ate*, et celui des acides terminés en *eux* la désinence *ite*. A ces noms ainsi modifiés on joint le nom de l'oxyde qui fait partie du sel.

Pour désigner, d'après cela, le sel résultant de l'union de l'acide sulfurique ou sulfureux avec la potasse, nous dirons :

Sulfate<br>ou<br>Sulfite } de potasse.

Vous comprendrez très-bien maintenant les expressions de :

| | |
|---|---|
| Azotate de soude. | Phosphate de chaux. |
| Carbonate de cuivre. | Phosphite de protoxyde de plomb. |

Le genre du sel est donc indiqué par le nom de l'acide terminé en *ate* ou en *ite;* l'espèce est distinguée par le nom de la base. Ainsi lorsque je prononce le mot *sulfate*, vous comprenez aussitôt que je parle de la combinaison de l'acide sulfurique avec un oxyde quelconque, et lorsque j'ajoute de *protoxyde de fer*, je complète ma pensée en faisant connaître l'espèce de sulfate que j'ai envie de désigner. Rien n'est donc plus clair et plus précis que ce mode d'appellation.

Le même acide peut s'unir en diverses proportions avec la même base, et donner naissance par là à un certain nombre de variétés de sels qu'on distingue les unes des autres, par la différence de propriétés qu'elles présentent à l'observation. On les partage en *sels acides*, en *sels basiques* et en *sels neutres*.

Les premiers sont ceux qui rougissent le tournesol et ont une saveur aigre, caractères dus à un excès d'acide. Les seconds sont ceux où la base domine, ce qui leur communique la faculté de verdir le sirop de violettes et de ramener au bleu le tournesol rougi par un acide. Enfin les sels *neutres* n'agissent aucunement sur les couleurs et ne conservent aucune trace des caractères d'acidité et d'alcalinité ; l'acide et l'oxyde qui les constituent se *neutralisent* exactement, comme l'on dit, c'est-à-dire qu'ils se font mutuellement équilibre, de telle sorte que leurs propriétés individuelles ont complétement disparu.

On nomme *sels doubles* les composés de deux sels dans lesquels l'acide et la base sont au même point de saturation que dans les sels neutres simples ; on les obtient en mêlant les solutions des deux sels dont ils sont formés. L'*alun*, qui vous est bien connu, au moins de nom, est un *sel double*, puisqu'il est composé de sulfate de potasse et de sulfate d'alumine.

Vous voyez, Messieurs, qu'avec un bien petit nombre d'expressions, courtes et faciles à retenir, les chimistes sont parvenus à distinguer aisément les unes des autres plusieurs centaines d'espèces de sels. La mémoire la plus heureuse n'aurait pu en garder le souvenir, si elles eussent porté des noms insignifiants.

Le langage chimique adopté dans toutes les écoles, et dont je vous ai présenté, à mesure du besoin, les principales règles, est une œuvre toute moderne, puisqu'il ne date que de 1787. Jusque vers le milieu du dix-huitième siècle, la chimie, cultivée par un petit nombre d'adeptes enthousiastes, n'existait pas encore comme science ; car on ne peut raisonnablement donner ce nom à quelques faits isolés, à un amas de recettes, de pratiques plus ou moins compliquées, dont la connaissance ne dépassait même pas l'enceinte des laboratoires. Les noms employés alors pour désigner les composés connus étaient enfantés par le caprice le plus aveugle ; peu d'entre eux avaient une signification appropriée à la nature des corps qu'ils devaient faire reconnaître.

Ainsi, il y avait des HUILES *de tartre par défaillance, de vitriol* ; des BEURRES *d'antimoine, d'étain, d'arsenic* ; des FLEURS *de zinc, d'antimoine, de benjoin* ; du FOIE *de soufre* ; du SUCRE *de Saturne* ; des CRÈMES *de tartre et de chaux* ; bien que toutes ces substances ne fussent ni des huiles, ni des beurres, ni des fleurs, ni du foie, ni du sucre, ni des crèmes.

Toute matière qui devenait lumineuse dans l'obscurité, quelle que fût d'ailleurs sa composition, recevait aussitôt le nom de PHOSPHORE : de là le titre de *phosphore de Bologne*, donné au sulfate de baryte ; de *phosphore de Baudouin*, à l'azotate de chaux ; de *phosphore de Homberg*, au chlorure de calcium.

Le sel que nous désignons par l'expression bien claire de *sulfate de potasse*, se nommait tantôt *sel de duobus*, tantôt *sel polychreste de Glaser*, tantôt *arcanum duplicatum*.

Le composé binaire que nous appelons aujourd'hui *protochlorure de*

*mercure*, et dont nous faisons connaître tout de suite la véritable nature à l'aide de cette courte dénomination, portait autrefois les noms de *sublimé doux*, de *mercure doux*, d'*aquila alba*, d'*aquila mitigata*, de *manne des métaux*, de *dragon adouci*, de *panacée mercurielle*, de *panchymagogue minéral*, de *calomelas*, de *précipité blanc*, etc., etc.

Jugez, Messieurs, par la singularité et l'impropriété de ces divers noms, de ce qu'était l'ancien langage chimique, et des difficultés qu'éprouvaient les élèves, et même les maîtres, pour retenir une synonymie aussi compliquée que ténébreuse. La nomenclature actuelle, chef-d'œuvre de clarté, ne repose que sur un très-petit nombre de règles. Elle est basée sur ce principe que le nom d'un corps fait connaître sa nature chimique, en rappelant non-seulement les éléments qui le constituent, mais encore les proportions respectives de chacun d'eux.

L'adoption de cette nomenclature a été la cause des immenses progrès de la chimie depuis un demi-siècle. On conçoit, en effet, qu'un langage analytique aussi concis, qui n'admet rien d'arbitraire, et qui s'adapte non-seulement aux faits connus, mais encore aux découvertes à faire, a dû, en servant de lien commun aux savants de tous les pays, contribuer singulièrement à multiplier les efforts des expérimentateurs et à répandre le goût de la science dans toutes les classes de la société.

L'idée en appartient à Guyton de Morveau, né à Dijon en 1727, qui, de professeur de droit, devint, par goût, professeur de chimie. Il eut tant de peine un jour à se faire entendre de son préparateur pour en obtenir certains composés dont il avait besoin, qu'il conçut le projet de créer des expressions indiquant, d'une manière précise, la nature des corps, et de simplifier ainsi le langage de la chimie. Ceci se passait en 1782. Attiré peu de temps après à Paris par Lavoisier, il présenta son projet de nouvelle nomenclature à l'Académie des Sciences qui désigna Lavoisier, Berthollet et Fourcroy pour l'examiner. De la réunion de ces quatre illustres chimistes naquit cette nomenclature méthodique qui fut publiée en 1787, et, bientôt après, adoptée avec acclamation par les chimistes de tous les pays.

Depuis, elle a été modifiée en plusieurs points importants; des savants contemporains lui ont fait subir des changements notables, mais le principe philosophique qui a présidé à sa formation est toujours le même et sera toujours respecté, quelles que soient d'ailleurs les révolutions qu'éprouve la science dans l'avenir.

Les sels offrent, Messieurs, dans leur composition, des lois aussi simples que celles qui régissent les composés binaires dont nous avons fait l'étude.

En effet, l'analyse a démontré que, dans tous les sels d'un même genre, il y a toujours un rapport simple et constant entre l'oxygène de la base et l'oxygène de l'acide. Par une conséquence naturelle, il y a également un rapport simple et constant entre la quantité d'oxygène de la base et la quantité d'acide du même sel.

Ainsi, dans les *sulfates neutres*, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide : : 1 : 3. En effet, un *sulfate* se compose de :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide sulfurique.... | 100 | contenant 59,87 ou 60 | d'oxygène. |
| Base .............. | une quantité | contenant 20 | d'oxygène. |

EXEMPLES.

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Sulfate de plomb. | = | Acide sulfurique.. | 100 | contenant 60 d'oxygène. |
| | | Oxyde plombique. | 279 | contenant 20 d'oxygène. |
| Sulfate de de soude. | = | Acide sulfurique.. | 100 | contenant 60 d'oxygène. |
| | | Soude........... | 78,467 | contenant 20 d'oxygène. |

Il résulte, de là, que le même acide exige pour sa neutralisation une quantité de chaque base renfermant la même proportion d'oxygène, ce qu'on exprime en disant que chaque acide a pour toutes les bases la *même capacité de saturation*.

Cette loi est d'un grand secours en chimie, puisque, sans tâtonnements, sans essais préliminaires, on sait immédiatement, à l'aide du calcul, dans quelles proportions il faut employer un acide et un oxyde pour faire le sel dont on a besoin.

Passons en revue, maintenant, les propriétés générales les plus saillantes des sels. Leurs propriétés physiques sont trop variables pour que nous nous en occupions; nous n'envisagerons que la manière dont ils se comportent avec les principaux corps, et notamment avec l'eau, la chaleur, l'air, les acides et les bases.

Tous les sels ne sont pas solubles dans l'eau. Il en est beaucoup dont la cohésion est telle, que leur affinité pour l'eau ne peut la surmonter; ceux-là sont nécessairement insolubles.

Les sels solubles jouissent de cette propriété à des degrés très-différents. Pour chaque espèce, la solubilité varie beaucoup avec la température de l'eau. Plus celle-ci est chaude, plus son pouvoir dissolvant augmente. On dit qu'elle est *saturée* d'un sel lorsqu'elle refuse d'en dissoudre davantage.

L'eau saturée d'un sel à l'aide de la chaleur en laisse toujours déposer une certaine proportion lorsqu'elle redescend à la température ordinaire, et cette proportion représente celle qui ne s'est dissoute dans l'eau qu'à la faveur du calorique. Mais les molécules du sel qui se séparent de l'eau ne se rassemblent pas au hasard. Elles se groupent toujours symétriquement, s'accolent par les faces qui se conviennent le mieux, et produisent alors des solides réguliers terminés par des faces planes et analogues aux solides de la géométrie (*fig.* 189). Ce sont ces polyèdres réguliers qu'on appelle CRISTAUX, et le phénomène particulier de solidification qui leur donne naissance reçoit le nom de CRISTALLISATION. La liqueur qui baigne les cristaux et qui reste chargée de tout le sel qu'elle peut dissoudre à la température ambiante, est connue sous le nom d'*eau-mère*.



*Fig.* 189.

Les sels qui ne présentent qu'une légère différence dans leur solubilité à froid et à chaud, ne se précipitent pas de leur dissolution à mesure qu'elle se refroidit. Aussi, pour les obtenir à l'état de cristaux, on est obligé d'avoir recours à une évaporation lente ou rapide qui, en diminuant la masse du dissolvant, détermine nécessairement la cristallisation de toute la portion du sel qui se trouve alors en excès dans le reste de la liqueur. C'est même le mode le plus ordinairement suivi pour opérer la cristallisation des sels.

Cette évaporation se pratique le plus souvent au moyen de la chaleur. Mais, quand il s'agit d'obtenir des cristaux volumineux et très-réguliers, on la laisse se produire à la température ordinaire, au contact de l'air, en ayant soin d'éviter que la liqueur n'éprouve quelque mouvement brusque, car alors la cristallisation serait confuse.

Il est des dissolutions qui ne peuvent cristalliser hors du contact de l'air, même lorsqu'on les agite. C'est ce qui a lieu pour le sulfate de soude. Qu'on introduise une dissolution saturée de ce sel dans un tube de verre A (*fig.* 190), qu'on chauffe de manière à ce que la vapeur chasse l'air de l'intérieur du tube B, qu'on effile celui-ci et qu'on le ferme à la lampe par son extrémité supérieure C, la liqueur ne donnera point de cristaux par son refroidissement. Mais aussitôt qu'on brisera cette extrémité, et que l'air, par conséquent, rentrera dans le tube, la cristallisation s'opérera en un instant, comme vous allez en acquérir la preuve.

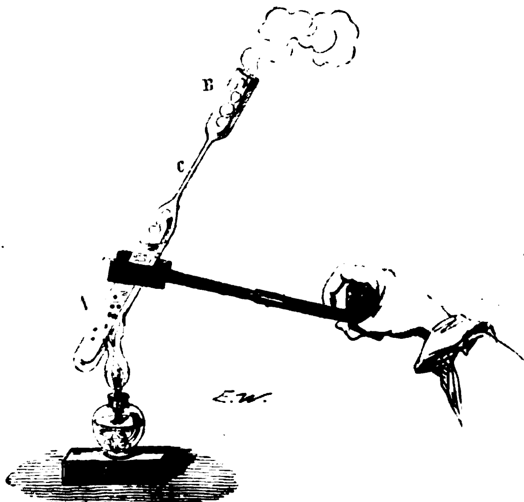


*Fig.* 190.

Les cristaux qui se déposent au sein de l'eau en retiennent souvent en combinaison. On dit alors qu'ils sont *hydratés*. On les appelle *anhydres* dans le cas contraire. Cette eau combinée ou de *cristallisation*, qui est souvent en proportion considérable dans certains sels (sulfate de soude, sulfate de magnésie, carbonate de

soude), peut en être chassée par une chaleur de 100° ; sa quantité ne varie jamais dans le même sel cristallisé.

C'est à sa présence que les sels doivent la propriété de *s'effleurir* au contact de l'air sec, c'est-à-dire de se réduire en poudre anhydre, comme on le remarque très-bien avec le carbonate, le sulfate et le phosphate de soude, qui, abandonnés dans l'air, perdent peu à peu leur transparence et finissent par tomber en poussière.

C'est encore à elle qu'ils doivent cette autre propriété de se liquéfier lorsqu'on les chauffe légèrement. Ce phénomène est connu sous le nom de *fusion aqueuse*. Lorsque cette eau est vaporisée, ils restent sous la forme de poudre.

C'est souvent aussi à cette eau qu'ils doivent la couleur qu'ils affectent quand ils sont cristallisés : ainsi le sulfate ferreux ou *couperose* est vert d'émeraude, le sulfate cuivrique ou *vitriol bleu* est d'un beau bleu, le *prussiate de potasse ferrugineux* du commerce est d'un beau jaune citron, quand ils sont en cristaux, tandis que desséchés ils sont d'un blanc sale.

Les sels anhydres peuvent aussi se fondre par l'action du feu ; mais alors ils éprouvent ce qu'on appelle la *fusion ignée*. Ils produisent des liquides qui ne se boursouflent pas et qui, par le refroidissement, se figent en un verre transparent ou opaque. C'est ce qu'on observe très-bien avec le borate de soude ou *borax*, l'azotate de potasse, les divers phosphates, etc.

Ces mêmes sels anhydres ne s'effleurissent jamais à l'air, mais quelquefois, en condensant la vapeur aqueuse, ils s'humectent et finissent par se liquéfier. C'est lorsqu'ils ont beaucoup d'affinité pour l'eau. On dit qu'ils sont *déliquescents*.

Outre l'*eau de cristallisation*, les sels contiennent souvent une certaine quantité d'eau simplement engagée entre les molécules des cristaux. C'est à cette eau, qu'on appelle *eau d'interposition*, qu'ils doivent la propriété d'humecter le papier entre lequel on les comprime, ainsi que celle de se fendiller brusquement et de sauter en éclats quand on les expose subitement à une forte chaleur. Ce dernier phénomène, qui est très-sensible avec le sel marin, l'azotate de plomb, l'azotate de baryte, est vulgairement désigné sous le nom de *décrépitation*. Il a lieu parce que l'eau, interposée entre les lamelles des cristaux, les écarte brusquement et les brise en prenant la forme de vapeur.

Le plus souvent les sels qui décrépitent ne renferment pas d'eau de cristallisation.

Les sels desséchés et susceptibles de se combiner avec l'eau développent toujours de la chaleur au contact de ce liquide, parce qu'ils reprennent alors l'eau de cristallisation qu'on leur avait fait perdre. C'est ainsi qu'en *gâchant* avec l'eau du plâtre cuit (sulfate de chaux), le mélange s'échauffe beaucoup.

Les sels pourvus, au contraire, de leur eau de cristallisation produisent du froid au moment où on les dissout, parce que, pour devenir liquides, ils absorbent du calorique à l'eau et aux corps environnants. Le même effet se produit avec la glace ou la neige ; de là l'application qu'on a faite de ce phénomène à la préparation des *mélanges frigorifiques*.

L'emploi de ces mélanges remonte déjà très-haut dans l'histoire de la science. Le *nitre* fut d'abord le sel qu'on mit en usage pour cet objet, et ce furent les Italiens qui s'en servirent les premiers, puisque, vers 1550, on rafraîchissait déjà par son moyen l'eau et le vin, dans les riches maisons de Rome. Lord Bacon, qui mourut en 1626, a écrit qu'on pouvait faire geler l'eau avec un mélange de neige et de sel marin. Vers la fin du dix-septième siècle, Boyle fit connaître beaucoup d'autres substances susceptibles d'être employées à produire des abaissements de température. C'est vers 1655 à 1660 qu'on fit l'application des mélanges frigorifiques à la confection des glaces et des sorbets. Cet art ingénieux fut apporté à Paris vers cette époque par un Florentin, *Procope Couteaux*, et ces préparations rafraîchissantes obtinrent tant de vogue, qu'en 1676 on comptait déjà dans cette ville 250 boutiques dans lesquelles on vendait des boissons glacées de toutes sortes.

Walker fut le premier chimiste qui parvint à faire de la glace au milieu de l'été, en se servant uniquement de simples solutions de sels ; et le 20 avril 1787, il réussit à congeler le mercure.

On prépare les mélanges frigorifiques en dissolvant des sels très-solubles dans l'eau ou les acides étendus, ou en mettant en contact avec la glace ou la neige, des sels, des acides, des alcalis, en certaines proportions.

Voici quelques formules de mélanges frigorifiques :

| | | TEMPÉRATURE PRODUITE. | USAGES DE CES MÉLANGES. |
|---|---|---|---|
| Eau | 10 part. | — 8° | Très-propre pour rafraîchir le vin, glacer les crèmes, et pour congeler une petite quantité d'eau. |
| Azotate de potasse | 6 | | |
| Chlorhydrate d'ammoniaque | 6 | | |
| Sulfate de soude cristallisé | 4 1/2 | | |
| Neige ou glace pilée | 2 | — 15° | Employé habituellement dans les laboratoires. |
| Sel marin | 1 | | |
| Sulfate de soude cristallisé | 8 | — 17° | Idem. |
| Acide chlorhydrique | 5 | | |
| Neige | 3 | de 0° à — 30° | Idem. |
| Acide sulfurique faible | 2 | | |
| Sulfate de soude cristallisé | 4 | — 5° à 8° | Très-propre à faire en été de la glace avec économie. |
| Acide sulfurique à 41° | 3 | | |
| Azotate d'ammoniaque | 4 | — 25° | Idem. |
| Eau | 3 | | |

Les limonadiers, pour congeler leurs liqueurs aromatiques et sucrées, destinées à être transformées en glaces et en sorbets, les plongent dans un mélange de 6 parties de glace pilée et de 2 parties de sel marin, auquel ils ajoutent souvent du chlorure de calcium cristallisé, afin de hâter la congélation. Les liqueurs sont mises dans un vase cylindrique en étain très-mince, appelé *sorbétière* (*fig.* 191). Le vase est en argent lorsqu'on veut conserver aux sorbets de fraises, de framboises, de groseilles, de cerises, leur belle couleur.



*Fig.* 191.

La liqueur destinée à être convertie en glace est introduite dans la sorbétière, qu'on plonge aussitôt dans le mélange réfrigérant, placé dans un seau de bois. On agite rapidement la sorbétière pendant quatre ou cinq minutes; on la découvre, et avec une cuillère nommée houlette, on détache toutes les parties de glace qui se sont formées à la circonférence intérieure, en les ramenant au centre du vase. On rajuste le couvercle, et l'on tourne la sorbétière aussi rapidement que la première fois. On répète cette manipulation jusqu'à ce que toute la liqueur, après avoir perdu sa transparence, se soit convertie en neige. On renouvelle le mélange frigorifique du seau afin de compléter la solidification de la liqueur qu'on agite souvent avec la houlette; ce travail sert à augmenter l'onctuosité des glaces.

Dans ces dernières années, un grand nombre d'appareils ont été inventés pour faire de la glace extemporanément, dans les ménages, soit pour servir en cas de maladie, soit pour les jouissances de la table. On les connaît sous les noms de *glacière des familles*, *congélateur*, etc. Pour y produire le refroidissement de l'eau ordinaire ou de l'eau sucrée et aromatisée, on fait usage le plus habituellement du mélange frigorifique suivant :

| | |
|---|---|
| Sulfate de soude en petits cristaux grenus .... | 1k800 |
| Acide chlorhydrique du commerce........... | 1,400 |

qui produit un abaissement de 25 à 26 degrés environ. Mais pour congeler 2 kil. d'eau, il faut renouveler cinq fois ce mélange de dix minutes en dix minutes, ce qui est un embarras, indépendamment des inconvénients qu'entraîne l'emploi d'un acide corrosif et fumant qui oxyde promptement les vases dont on se sert.

Mieux vaut employer le mélange suivant :

| | |
|---|---|
| Azotate d'ammoniaque............. | 800 grammes. |
| Eau.............................. | 600 — |

Ce mélange est économique, parce que l'on peut retrouver le sel

par l'évaporation et le faire servir pour ainsi dire indéfiniment, sauf une légère perte inévitable à chaque opération. M. Goubaud, qui a construit l'un des meilleurs congélateurs, emploie un mélange d'azotate et de chlorhydrate d'ammoniaque. Il n'en faut que 2k,500 et 2 litres et demi d'eau pour avoir 500 gram. de glace, en une seule opération qui dure de quinze à dix-huit minutes.

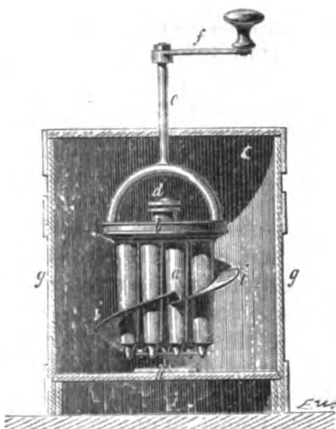


*Fig.* 192.

Vous avez sous les yeux l'appareil Goubaud, muni de toutes ses pièces (*fig.* 192).

La partie essentielle est un vase *a* en étain pur, très-mince, composé d'un assemblage de tubes légèrement coniques fermés par le bas; ces tubes sont réunis, par le haut, à une chambre cylindrique *b*, qui permet de les remplir tous à la fois, et que l'on ferme au moyen d'un couvercle à vis percé d'un orifice *d* par où l'on verse l'eau et que l'on bouche ensuite. L'appareil est surmonté d'une tige de fer *e*, sur laquelle se chausse une manivelle à poignée *f*, qu'on tourne à la main; cette tige traverse le couvercle d'un seau en bois *g* à parois épaisses. Les tubes *a* portent, par le bas, un petit pivot en fer *h*, qui s'engage dans une cavité centrale ménagée au fond du seau.

L'appareil est entouré d'une lame en spirale *i*, destinée à maintenir l'eau, dont on remplit le seau, dans une agitation continuelle, afin d'empêcher le sel de se déposer. C'est dans cette eau, qui doit être aussi fraîche que possible, qu'on plonge l'ensemble des tubes chargés préalablement d'eau pure. On ajoute les sels ammoniacaux, on ferme le seau de son couvercle et on tourne la manivelle. Au bout de quinze minutes, plus ou moins, l'eau contenue dans les tubes est congelée. On enlève alors l'appareil, on le plonge dans un vase plein d'eau à la température ordinaire pour que la glace se détache plus facilement, on dévisse le couvercle, on renverse l'appareil sur une assiette, on le secoue, et il en sort des cylindres de glace faciles à manier et à briser.

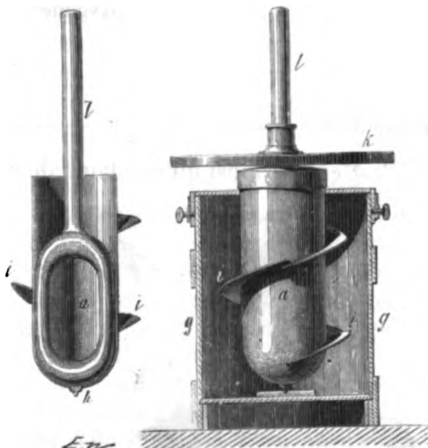


*Fig.* 193. *Fig.* 194.

En rendant les tubes en étain, indépendants les uns des autres, ainsi que l'a fait M. Chesnon, qui a modifié fort habilement l'appareil Goubaud dans plusieurs de ses parties, on a l'avantage de ne sortir du mélange que le nombre de tubes nécessaires au moment donné, et de pouvoir conserver le reste de la glace pendant plus d'une journée.

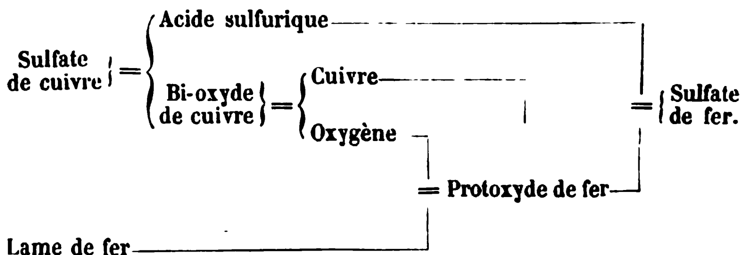
La figure 193 est une coupe verticale d'une sorbétière en étain dans laquelle on prépare les sorbets ou les glaces à manger.

Dans la figure 194 on la voit plongée dans son seau. Ici le mouvement est communiqué par un petit volant horizontal *k*, son axe est traversé par le mouveron ou spatule *l*, qui a pour fonction de détacher des parois du vase le mélange du sirop, et de l'empêcher de se prendre en masse cristalline.

Les dissolutions des sels des quatre dernières sections donnent lieu, avec certaines lames métalliques, à des phénomènes curieux qu'il est important de connaître.

Lorsqu'on plonge dans une de ces dissolutions un métal qui manifeste plus d'affinité pour l'oxygène et les acides que le métal qui fait partie du sel dissous, le premier précipite ordinairement le second à l'état métallique et le remplace dans la dissolution.

C'est ainsi qu'une lame de fer bien polie, plongée dans la dissolution d'un sel de cuivre, produit la précipitation du cuivre en petites lamelles rouges et pourvues du brillant métallique :




C'est encore ainsi qu'une lame de cuivre, placée dans la dissolution d'un sel d'argent, se recouvre bientôt d'argent en beaux cristaux brillants.


*Fig.* 195.

On se procure, par ce moyen, ces belles végétations métalliques que les anciens chimistes désignaient sous les noms d'*arbre de Saturne*, d'*arbre de Diane*, d'*arbre philosophique*. On obtient la première en plongeant du zinc en bandes ou en fils dans une dissolution faible d'*acétate de plomb* (*fig.* 195), qui dépose

bientôt sur ces bandes ou fils des paillettes brillantes de plomb revivifié, qui augmentent incessamment et produisent des ramifications très-bizarres. On fait la seconde en versant sur du mercure une dissolution un peu concentrée d'azotate d'argent. Au bout de quelques jours, l'argent se montre en houppes très-légères et brillantes, composées d'une multitude de petits cristaux.

Les arts ont su tirer, dans plusieurs circonstances, un parti très-avantageux de cette propriété qu'ont certains métaux d'en précipiter d'autres de leurs dissolutions salines.

Dans les usines où l'on exploite les minerais de cuivre pour en extraire ce métal, on en retire une assez grande quantité des *eaux cémentatoires*. Ce sont des eaux chargées naturellement de sulfate de cuivre et qui circulent dans les galeries des mines qui contiennent des *pyrites* ou sulfure de cuivre. On plonge dans ces eaux des morceaux de fer ou de vieille ferraille, sur lesquels le cuivre vient se mouler en se précipitant.

Il y a une quinzaine d'années, on s'est livré dans les hôtels de monnaies à la refonte des anciennes pièces d'argent qui étaient très-riches en or. Voici comment on opérait. — On traitait ces pièces par de l'acide sulfurique bouillant qui dissolvait l'argent et laissait l'or sous forme de poudre brune qui était recueillie avec soin. On obtenait, par ce moyen, beaucoup de sulfate acide d'argent, dont on isolait le métal en jetant dans la dissolution des feuilles de cuivre ayant servi au doublage des vaisseaux. L'argent se déposait sous forme d'une mousse cristalline d'un gris blanchâtre ; après le lavage de cette mousse, connue des ouvriers sous le vieux nom de *chaux d'argent*, on la fondait dans un creuset et on coulait le métal en lingots. — Quant à la liqueur, ne contenant plus que du sulfate acide de cuivre, on la neutralisait et on la mettait à cristalliser. On avait ainsi du sulfate de cuivre très-pur.

J'ai posé en principe que pour qu'un métal puisse en précipiter un second de sa dissolution, il faut nécessairement que le premier ait plus d'affinité que l'autre pour l'oxygène et les acides. Cette condition ne suffit pas cependant pour opérer la séparation complète du métal dissous, car une fois que le métal *précipitant* est recouvert du métal *précipité*, déposé en poudre, couche ou petits cristaux à sa surface, il est évident qu'il ne peut plus agir sur la dissolution, à moins qu'une autre cause n'intervienne. Or cette cause, c'est une action électro-chimique que développe le contact des deux métaux plongés dans la liqueur acide ; et cette nouvelle action est assez énergique pour déterminer la décomposition ultérieure de l'eau et du sel dissous. Le métal *précipitant*, étant *électro-positif*, attire l'oxygène de l'eau et l'acide du sel, tandis que le métal *précipité*, étant électro-négatif, attire l'hydrogène de l'eau et l'oxyde du sel. Mais ces deux derniers corps, en se rencon-

trant à l'état naissant, agissent l'un sur l'autre et produisent de l'eau et un métal pur qui s'ajoute toujours à la partie la plus éloignée du centre primitif d'action.

Il résulte de cette explication, qu'une seconde condition pour qu'un métal en précipite un autre de sa dissolution, c'est qu'il faut qu'il joue à son égard le rôle de métal électro-positif. Ainsi, dans le commencement d'une précipitation métallique, le phénomène est produit par une différence marquée dans l'affinité des deux métaux pour l'oxygène; mais cet effet est très-limité et la précipitation ne s'achève que par suite de l'action électro-chimique, dont je viens de vous faire connaître l'origine.

Je terminerai cet intéressant sujet en vous présentant dans un tableau les noms des dissolutions métalliques qui sont réductibles par les métaux.

| SELS RÉDUCTIBLES. | MÉTAUX RÉDUCTEURS. |
|---|---|
| Sels d'étain | Fer, zinc. |
| — d'antimoine | |
| — de bismuth | |
| — de plomb | |
| — de cuivre | |
| — de mercure | Fer, zinc et tous les métaux des sels précédents. |
| — d'argent | |
| — de palladium | |
| — de platine | |
| — d'or | |

Tous les sels dont l'acide est gazeux ou volatil sont décomposés par les acides un peu énergiques. Ainsi, l'acide sulfurique, l'acide phosphorique, etc., détruisent sur-le-champ les carbonates, les sulfites, les azotates, etc., en produisant des sulfates, des phosphates, et en expulsant l'acide carbonique, l'acide sulfureux, l'acide azotique. C'est sur ce genre de réaction que sont fondés le procédé d'extraction du gaz acide carbonique et le mode de préparation de l'acide azotique (1).

Les hydracides ne se bornent pas à isoler l'oxyde et l'acide d'un sel, ils réagissent en particulier sur l'oxyde comme s'il était libre, et le décomposent en formant de l'eau et un composé binaire in-

(1) C'est Glauber qui, dans le dix-septième siècle, constata le premier cette action des acides énergiques sur les sels, et arriva ainsi à obtenir ce qu'on appelait alors les *esprits acides des minéraux*. Après avoir extrait l'*huile de vitriol* en calcinant le vitriol vert ou sulfate de fer, il versa par hasard de cette *huile* sur quelques sels et vit leurs *esprits* s'élever en vapeurs acides. Ces vapeurs condensées par le froid lui donnèrent les acides forts que la métallurgie, la teinture et les autres arts industriels surent bientôt utiliser. On voit, par cet exemple, qu'une découverte en chimie en enfante toujours de nouvelles et devient la source d'une foule d'applications intéressantes.

soluble. C'est ainsi que l'acide chlorhydrique se comporte à l'égard des sels solubles d'argent et d'oxyde mercureux; il donne naissance, ainsi que vous allez voir, à des précipités blancs, lourds, sous forme de caillots; c'est du chlorure d'argent ou du chlorure mercureux.

La légende suivante va vous faire comprendre cette réaction :

Azotate d'argent = { Acide azotique ; Oxyde d'argent = { Argent ; Oxygène } }

Acide chlorhydrique = { Hydrogène ; Chlore }

Oxygène + Hydrogène = Eau.

Argent + Chlore = Chlorure d'argent.

L'acide sulfhydrique agit de même avec le plus grand nombre des sels; et comme les sulfures qu'il produit possèdent des couleurs distinctes suivant le métal qui s'y trouve, on se sert de cet acide, dissous dans l'eau, comme d'un réactif assez commode pour distinguer les unes des autres les différentes solutions métalliques.

Ainsi il détermine :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Dans les sels | de zinc | un précipité | blanc. |
| | de protoxyde d'étain | — | chocolat. |
| | de deutoxyde d'étain | — | jaune. |
| | de bismuth, de cuivre, de plomb | — | brun noir. |
| | d'antimoine | — | jaune orangé. |
| | d'argent, de platine, d'or, d'oxyde mercureux | — | noir. |
| | d'oxyde mercurique | — | blanc, puis orangé, ensuite noir. |

Lorsqu'un acide ne peut s'unir qu'à une portion de la base d'un sel, il en résulte alors deux nouveaux sels acides. Or, comme tous les sels acides sont solubles, il s'ensuit que presque tous les sels basiques ou neutres, qui sont insolubles par eux-mêmes, doivent se dissoudre dans les acides azotique, chlorhydrique, etc. Voici

du phosphate de chaux que l'eau ne peut dissoudre. Si je verse dessus de l'acide azotique, celui-ci va lui enlever la moitié de la chaux et le ramener, par conséquent, à l'état de phosphate acide de chaux, sel soluble qui disparaîtra aussitôt dans la liqueur où existera aussi de l'azotate acide de chaux. Il en est de même avec le sulfate de chaux, le phosphate de baryte, qui se dissolvent sur-le-champ dans le même acide, parce qu'il se produit deux nouveaux sels acides pour chacun de ces cas.

Il suit de là que les acides sont aussi des dissolvants pour les sels, et, sous ce rapport, ils rendent des services importants aux chimistes.

Les bases salifiables peuvent se précipiter mutuellement de leurs dissolutions. Celles qui neutralisent les acides mieux que d'autres, séparent toujours ces dernières de leurs combinaisons salines. Voilà pourquoi la potasse, la soude, l'ammoniaque décomposent tous les sels en faisant déposer leurs bases. Ainsi, si je verse un de ces alcalis dans des dissolutions de sels de chaux, de magnésie, de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, il se fera un précipité de chaux, de magnésie, d'oxydes de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, et dans la liqueur surnageante il y aura un nouveau sel de potasse, de soude ou d'ammoniaque.

Voilà donc un moyen de se procurer des oxydes métalliques. Ainsi, précipités au sein de l'eau, ils sont toujours à l'état d'*hydrates;* mais en les recueillant sur un filtre de papier, les lavant, puis les séchant dans un creuset, on les obtient à l'état sec.

Comme il faut toujours ajouter dans la dissolution saline que l'on décompose, un excès de potasse ou d'ammoniaque, pour que l'oxyde précipité ne retienne plus aucune trace de l'acide auquel il était uni, il n'est pas indifférent d'employer l'un ou l'autre de ces alcalis. En effet, il est des oxydes métalliques qu'un excès de potasse ou de soude redissout, ce que ne fait pas l'ammoniaque, tandis qu'il en est d'autres que celle-ci redissout, sans que la potasse et la soude produisent cet effet.

Ainsi, si je veux décomposer un sel d'alumine, je choisirai l'ammoniaque, parce qu'avec la potasse et la soude je courrais le risque de redissoudre l'alumine précipitée, comme vous allez le voir dès que j'aurai versé un excès de ces deux alcalis sur le précipité. Si j'avais à traiter un sel de cuivre, j'emploierais ces derniers et non l'ammoniaque, parce que celle-ci rend soluble l'hydrate de cuivre, comme je vous le démontre en employant un excès d'alcali volatil qui va produire une liqueur d'une belle couleur bleu céleste.

Voici l'indication des oxydes métalliques solubles dans un excès d'alcali :

| OXYDES SOLUBLES dans la potasse et la soude. | OXYDES SOLUBLES DANS L'AMMONIAQUE. |
|---|---|
| Oxydes de glucynium. | Oxydes de zinc. |
| — d'aluminium. | — de nickel. |
| — de zinc. | — de cobalt. |
| — de chrôme. | — de cadmium. |
| — d'étain. | — d'argent. |
| — d'antimoine. | — de platine. |
| — de plomb. | Bioxydes d'étain. |
| — de platine. | — de cuivre. |

Les sels peuvent réagir les uns sur les autres et se décomposer mutuellement, soit sous l'influence de l'eau, soit sous celle de la chaleur.

I. *Toutes les fois que deux sels solubles peuvent donner lieu, par leur mélange, à un sel insoluble ou à deux nouveaux sels insolubles, il y a toujours décomposition mutuelle, de telle sorte que l'acide de l'un s'empare de la base de l'autre, et réciproquement.*

Cette loi, posée par Berthollet, ne souffre aucune exception.

Si donc je verse du sulfate de potasse dans de l'azotate de baryte, j'obtiens d'une part un dépôt blanc de *sulfate de baryte,* et d'autre part une dissolution d'*azotate de potasse*..

Sulfate de potasse = acide sulfurique + potasse.
Azotate de baryte = baryte......... + acide azotique.

Sulfate de baryte + azotate de potasse.

Autres exemples :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Arsénite de potasse.... <br> Sulfate de cuivre ..... | = | sulfate de potasse... <br> arsénite de cuivre .. | sel soluble. <br> sel insoluble. |
| Azotate d'argent...... <br> Arséniate de soude.... | = | azotate de soude.... <br> arséniate d'argent .. | sel soluble. <br> sel insoluble. |
| Chromate de potasse.. <br> Azotate de plomb..... | = | azotate de potasse... <br> chromate de plomb . | sel soluble. <br> sel insoluble. |

Dans tous ces cas, la cause déterminante de la double décomposition des sels solubles qu'on mélange, réside dans l'insolubilité de l'un des nouveaux sels qui se produisent.

2. *Toutes les fois qu'on fait chauffer ensemble deux sels qui, par l'échange de leurs acides et de leurs bases, peuvent donner lieu à un sel volatil ou plus volatil que ceux qu'on emploie, il y a toujours double décomposition.*

C'est ce qui arrive, par exemple, lorsque je chauffe dans une cornue du carbonate de chaux et du sulfate d'ammoniaque. Il se volatilise, dans l'allonge en verre adaptée au col de la cornue, du *carbonate d'ammoniaque,* qui est excessivement expan-

sible, et il reste dans la cornue du *sulfate de chaux*, sel tout à fait fixe.

Ce qui prouve bien que c'est la volatilité du sel à naître qui, dans ce cas, détermine la décomposition réciproque des sels employés, c'est que, par la voie humide, l'inverse de la réaction précédente a lieu. En effet, si l'on verse du carbonate d'ammoniaque dans une dissolution de sulfate de chaux, il se produit aussitôt du *carbonate de chaux* qui se dépose en poudre blanche, et du *sulfate d'ammoniaque* qui reste en dissolution dans la liqueur.

3. *Toutes les fois qu'on fait chauffer un sel insoluble avec une dissolution de carbonate de potasse ou de soude en excès, on opère encore une double décomposition, de telle sorte que l'acide du sel insoluble forme un sel soluble avec la potasse ou la soude, et que sa base passe à l'état de carbonate insoluble.*

Si donc, l'on fait bouillir, dans un ballon de verre, pendant une heure ou deux, 1 partie de sulfate de baryte en poudre fine, avec 4 à 5 parties de carbonate de soude, dissous dans 30 ou 40 parties d'eau, tout le sulfate de baryte sera changé en carbonate de baryte insoluble, et la liqueur surnageante contiendra une quantité correspondante de sulfate de soude, mêlé à l'excès de carbonate de soude employé.

Cette loi, découverte par Dulong, est d'une fréquente application dans les laboratoires, puisqu'elle donne le moyen de transformer les sels insolubles en sels solubles, et par conséquent d'en faire l'analyse.

Les faits très-divers que nous venons de constater dans cet exposé rapide des propriétés générales des métaux et de leurs principaux composés, sont d'une haute importance, non-seulement sous le point de vue théorique, mais aussi pour la pratique des arts chimiques. Sans la connaissance de ces faits, sans le souvenir des lois remarquables qu'on a su déduire de leur observation, on serait exposé à chaque instant à se tromper dans l'appréciation des phénomènes produits ou à produire, et, par conséquent, à compromettre la réussite des plus simples opérations de fabrique ou de laboratoire.

Pour terminer l'histoire générale des métaux, disons comment on les trouve à la surface ou dans le sein de la terre, et comment on parvient à les en arracher pour les faire servir à nos besoins journaliers.

Les métaux existent dans la nature sous quatre états différents, savoir :

1° A *l'état natif*, c'est-à-dire libres de toute combinaison et présentant leurs propriétés caractéristiques de la manière la plus évidente, telles que la couleur, l'éclat, la forme cristalline, etc.

C'est sous cet état qu'ils portaient jadis le nom ridicule de *métaux vierges*. Il n'y a que ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxygène qui se trouvent ainsi, tels que l'or, l'argent, le platine, le mercure, le cuivre, le bismuth, autrement dit ceux des dernières sections de notre classification;

2° A l'état de combinaison avec les métalloïdes ou alliés entre eux, et constituant alors des sulfures, des chlorures, des iodures, des arséniures et des alliages.

Le soufre et l'arsenic étant les corps qui sont le plus communément unis aux métaux, les mineurs les ont désignés, depuis longues années, sous le nom de *minéralisateurs*. Les sulfures natifs de fer, de cuivre, d'antimoine, de plomb, de zinc, de mercure, d'argent, sont très-abondants; et ce sont eux qu'on exploite presque partout pour se procurer les métaux qu'ils contiennent.

On ne connaît pas encore d'hydrures, de borures, de siliciures, de phosphures et d'azotures naturels.

3° A l'état d'oxydes, soit libres, soit mélangés ou combinés les uns aux autres. Tous les métaux dont l'affinité pour l'oxygène est prononcée, sont dans ce cas, notamment ceux de la troisième, de la quatrième et de la cinquième section. Les oxydes métalliques de la première section ne se rencontrent jamais purs dans la nature, parce qu'ils ont une grande affinité pour les acides.

4° Enfin, à l'état de sels, c'est-à-dire unis tout à la fois à l'oxygène et aux oxacides binaires; tels sont les métaux des cinq premières sections. Les sels sont les composés chimiques les plus répandus dans la nature. On les trouve solides dans l'intérieur ou à la surface de la terre, dissous dans les eaux naturelles, et encore comme parties constituantes ou accessoires dans un très-grand nombre de substances organisées, végétales et animales. On connaît plus de deux cents espèces de sels naturels, et les genres les plus communs sont les silicates, les sulfates, les carbonates, les phosphates, les arséniates, etc.

Pour vous faire mieux comprendre comment les métaux et leurs composés se trouvent dans la nature, il est convenable de vous donner une idée, au moins superficielle, de la constitution intime de notre globe terrestre. Pour cela, force nous est de faire une courte excursion dans le domaine de la *géognosie*, ou de la science qui traite de la structure de la terre.

Les excavations naturelles, les percements ou les sondages que l'homme a eu l'idée d'exécuter dans l'intérieur du sol, soit pour rechercher des eaux pures et abondantes, soit pour y découvrir des mines de charbon de terre, de sel ou de métaux, si nécessaires à la satisfaction de ses besoins, lui ont bientôt appris que la masse solide du globe n'est pas ho-

mogène dans toute son épaisseur, c'est-à-dire formée d'une seule sorte de matière minérale. L'aspect seul de la surface de la terre aurait même suffi pour lui démontrer ce fait, car l'individu le moins intelligent n'a pas dû voir sans étonnement et sans intérêt ces natures si diverses de pierres ou de matières terreuses qui s'offrent, pour ainsi dire, à chaque pas. Là, c'est de la *craie* ou de la *marne* qui se montre à découvert; plus loin, ce sont des *sables* blancs, jaunes ou rouges; ailleurs, ce sont des *tourbes* ou des substances *ferrugineuses*, ou des *grès*, ou des *marbres*, ou des *ardoises*, ou des *granites*.

Ces diverses masses minérales, qui forment des COUCHES plus ou moins épaisses, plus ou moins étendues, tantôt disposées en lits horizontaux, tantôt offrant une situation verticale ou plus ou moins inclinée, présentent presque toujours une très-grande régularité dans leur superposition. Les substances qui les composent ont été désignées sous le nom de ROCHES.

Souvent une ROCHE est formée par une seule espèce minérale, comme par exemple, la *craie*, la *houille*, le *sel commun*. Plus souvent encore une ROCHE se compose de l'agrégation de deux ou d'un plus grand nombre d'espèces minérales : tel est, par exemple, le *granite*, qui offre le mélange de trois minéraux différents, auxquels on a donné les noms de *quartz*, de *feldspath* et de *mica*, que l'œil distingue facilement par suite des caractères bien tranchés et bien opposés qu'ils possèdent. Il y a donc des ROCHES SIMPLES et des ROCHES COMPOSÉES.

Ce sont ces masses de roches, ou ces COUCHES qui constituent ainsi, par leur superposition, toute l'écorce solide de la terre, jusque dans les profondeurs les plus grandes où l'on ait pu parvenir (*fig.* 196). Les unes paraissent avoir été formées par voie de cristallisation; d'autres, par l'action des feux volcaniques, et le plus grand nombre présentent tous les caractères de dépôts opérés au sein des eaux. Les naturalistes ont réuni, sous le nom de TERRAINS, les couches qui offrent le plus d'analogie entre elles, sous le rapport du mode de formation, de l'ancienneté, de la structure, et ils ont partagé l'écorce minérale en plusieurs parties distinctes ou TERRAINS.

On comprend, sous le nom de TERRAINS CRISTALLINS, les couches qui ont été évidemment formées par voie de cristallisation, après avoir subi la fusion ignée, et qui ont habituellement une position verticale ou fortement inclinée à l'horizon, *a, a, a*. La plupart sont antérieures à l'apparition des êtres organisés à la surface du globe, car elles ne présentent aucun débris, aucun vestige de matières organiques dans leur intérieur. Les *granites* avec toutes leurs modifications, les *porphyres*, les masses de *cristal de roche* ou de *quartz*, etc., qu'on remarque dans ces terrains, constituent les plus hautes montagnes terminées en pointes aiguës ou en crêtes dentelées (Alpes, Cordillères, etc.), et ils existent aussi aux plus grandes profondeurs que l'industrie humaine ait encore pu atteindre.

On nomme TERRAINS DE SÉDIMENT les couches non cristallines qui paraissent avoir été formées au sein des eaux et qui sont remplies de vestiges d'animaux et de végétaux. Ces restes appartiennent à des familles de poissons, de plantes, de mollusques, qui s'éloignent en général de celles qui sont vivantes aujourd'hui, mais qui s'en rapprochent de plus

en plus, à mesure qu'on s'élève dans la succession des terrains. Les terrains de sédiment, qui forment des couches horizontales très-épaisses,

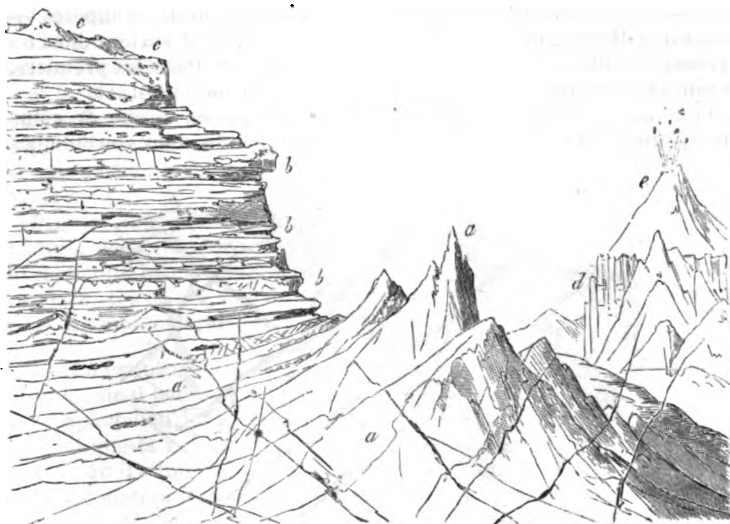



*Fig. 196.*

très-étendues, très-nombreuses *b,b,b*, comprennent des roches *schisteuses* ou disposées en feuillets plus ou moins semblables à l'ardoise, des *calcaires*, des *craies*, des *marnes*, des *grès*, des *argiles* de diverses couleurs, ainsi que des masses considérables de *houille*, de *plâtre*, de *lignites*. Les montagnes dues à ces couches sédimentaires sont ordinairement arrondies, à pentes douces, ou bien sont terminées par des plateaux avec des flancs taillés en gradins ou des escarpements formés d'assises horizontales.

On appelle TERRAINS D'ALLUVION OU DILUVIENS et POST-DILUVIENS, les couches composées de débris des roches précédentes, qui ont été entraînés par les eaux, puis déposés à différents endroits ; couches tout à fait analogues à ces monceaux de sable et de limon que les rivières accumulent à leur embouchure et sur leurs bords *c,c*. Ces alluvions, constituées surtout par des *sables* et des *cailloux roulés*, ont couvert quelquefois des contrées entières ; elles renferment fréquemment des débris de grands animaux, éléphants, rhinocéros, etc., qui semblent différer des espèces actuellement existantes, avec des coquilles d'eau douce, et parfois des débris d'animaux marins.

Enfin, on désigne sous le nom de TERRAINS VOLCANIQUES OU IGNÉS, toutes les couches qui ont été ou qui sont formées par l'action du feu. Les unes ont été produites par des éruptions ignées antérieures à l'apparition de l'homme sur la terre, ou à des époques dont on a perdu le souvenir, *d*. Ce sont les terrains volcaniques éteints, les basaltes, les trachytes, qui se montrent en cônes, et en colonnades prismatiques, ou en montagnes ter-

minées par des ouvertures circulaires, nommées *cratères*, *e*.— Les autres se forment encore journellement, sous nos yeux, par les éruptions des volcans actuellement brûlants.

Dans tous ces terrains, il y a des métaux natifs ou des composés binaires métalliques, mais non en égale proportion. C'est surtout dans les terrains cristallins et volcaniques qu'ils se montrent. Dans les premiers, ils sont ordinairement disposés en amas irréguliers ou en FILONS.

On donne ce dernier nom à de grandes plaques en forme de coins très-aplatis *aa*, *aa* (*fig.* 197) presque toujours perpendiculaires ou obliques

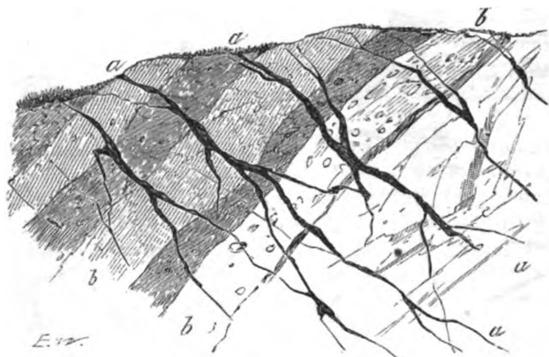



*Fig.* 197.

au plan des couches *b*,*b*,*b*, dont l'étendue est bien plus grande en longueur et en hauteur qu'en épaisseur, et qui traversent un terrain ou une masse de roches quelconque.

A l'état de filons, les métaux sont toujours accompagnés de diverses substances cristallisées, surtout de carbonate de chaux, de sulfate de baryte, de cristal de roche, de fluorure de calcium. On donne à ces substances accessoires le nom de GANGUE.

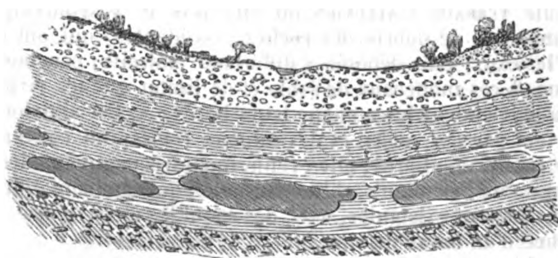


*Fig.* 198.

Les *amas* sont des masses minérales, de forme irrégulière, qui se trouvent enveloppées au milieu des roches et dont la nature est différente (*fig.* 198). Ils diffèrent des *couches* et des *filons* en ce qu'ils ne pré-

sentent pas deux faces parallèles et qu'ils sont en général de dimensions à peu près égales en tous sens.

La plupart des mines de Suède et de Norwége offrent cette disposition. On connait beaucoup de dépôts de sel gemme en amas.

Les amas ou les filons, compris dans une étendue de terrain plus ou moins considérable, constituent ce qu'on appelle une MINE. Les mines sont le plus habituellement situées dans les montagnes, notamment dans celles de moyenne hauteur qui forment chaîne.

C'est dans les terrains volcaniques anciens qu'on rencontre la plus grande partie des minerais d'or et d'argent de la Hongrie et du Nouveau-Monde.

Dans les alluvions anciennes, il y a aussi quelques métaux, de l'or, du platine, des oxydes de fer et d'étain, etc. C'est dans ces alluvions qu'on exploite une bonne partie des mines d'or du Mexique, de la Nouvelle-Grenade, les mines de platine et les diamants au Brésil, au Pérou et dans les monts Ourals, en Sibérie.

L'art d'extraire les métaux de leurs mines n'est pas du domaine de la chimie, aussi je ne dirai que quelques mots à ce sujet.

L'exploitation des mines se fait à *ciel ouvert* et par *travaux souterrains*, suivant que la couche ou le filon métallique est près de la surface du sol, ou qu'il s'enfonce à de grandes profondeurs.

L'exploitation à *ciel ouvert* a lieu principalement pour les sables (tant ceux exploités pour eux-mêmes que ceux qui le sont pour les diamants, le platine, l'or ou l'étain oxydé qu'ils renferment), les pierres à chaux, à plâtre et à bâtir, les ardoises, les tourbes, les marbres, les oxydes de fer d'alluvion, le minerai de fer de l'île d'Elbe, les pyrites cuivreuses de Fahlun, en Suède, la calamine ou carbonate de zinc du Limbourg, beaucoup de mines de fer, de cuivre et d'or des monts Ourals, les minerais de fer des environs de Conches (Eure), etc.

Ce genre d'exploitation est facile. Il présente, outre des travaux de terrassement, quelques opérations particulières à chaque substance, comme des lavages pour les sables aurifères et stannifères, et les minerais de fer. — Quelques mines, exploitées à ciel ouvert, ont une profondeur considérable, et leur ouverture, creusée d'année en année, les fait ressembler à des gouffres effroyables dont le fond n'est plus visible du haut; telles sont les célèbres mines de fer de Persberg en Suède, et plusieurs mines du Hartz.

L'*exploitation souterraine* est plus laborieuse et plus dispendieuse. Il vous suffira de savoir que pour arriver à la mine, on perce des trous qu'on appelle *puits*. Ces puits, plus ou moins profonds, suivant le plus ou moins d'inclinaison des couches, communiquent habituellement entre eux par des conduits percés dans la direction oblique des filons. Ces conduits sont ce qu'on nomme des *galeries*. Dans les mines en masse, formées de substances très-solides et très-abondantes, telles que les pierres de taille, le plâtre, le sel gemme, on pratique de vastes excavations ou *chambres* dont le toit est seulement soutenu par des piliers. Ces chambres ont parfois plus de 100 mètres en long et en large, et une hauteur considérable; leur aspect fait naître la terreur et l'admiration dans l'âme du voyageur. On cite particulièrement, sous ce rapport, les mines de

Vieliczka et de Bochnia en Gallicie, celles du Cheshire en Angleterre.

Plusieurs mines sont exploitées à plus de 600 mètres, quelques-unes même à 1,000 mètres au-dessous de la surface du sol. Un grand nombre descendent au-dessous du niveau de la mer. On en connaît qui s'étendent sous ses eaux, et qui n'en sont séparées que par un toit si mince qu'on entend le bruit des vagues et le roulis des galets. Telles sont quelques mines d'étain du Cornwall en Angleterre. D'un autre côté, il y a certaines mines, placées dans l'intérieur de montagnes, qui sont exploitées à une élévation considérable au-dessus de la surface du sol. Telles sont les mines d'argent auxquelles Potosi, dans l'Amérique du Sud, doit sa célébrité ; elles se trouvent dans le *Cerro* de *Potosi*, qui est percé dans toutes les directions, et dont le sommet est élevé de 4,888 mètres. Le plus haut point où cette fameuse montagne métallifère est exploitée, est à 4,850 mètres ; par conséquent les mineurs travaillent à une hauteur supérieure à celle du mont Blanc.

Il n'est aucun genre de travaux qui exigent un aussi grand développement de forces que ceux des mines, et il est douteux que l'homme ait jamais disposé de machines aussi puissantes que celles qui sont em-

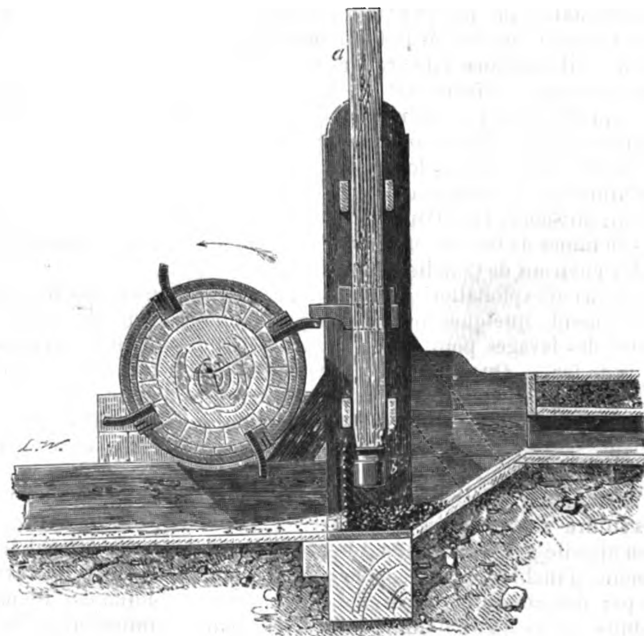



*Fig.* 199.

ployées dans certaines exploitations. Les eaux de plusieurs mines du Cornwall, en Angleterre, sont épuisées au moyen de machines à vapeur dont la force, vraiment prodigieuse, équivaut à l'action simultanée de 300 chevaux.

Le transport de la houille extraite des mines des environs de Newcastle, jusqu'au point de l'embarquement, s'exécute presque uniquement, tant à l'intérieur qu'à la surface, sur des chemins de fer dont le développement total est de 75 myriamètres (150 lieues de France).

On soumet les minerais métalliques arrachés du sein de la terre à un certain nombre d'opérations, afin d'en isoler les métaux dans l'état de pureté qu'exige leur emploi dans les arts. On donne le nom de MÉTALLURGIE à l'art d'extraire les métaux de leurs minerais.

Les travaux métallurgiques se divisent en *préparations mécaniques* et en *procédés chimiques*. Les premières ont pour but de débarrasser les minerais des matières étrangères qui communiqueraient au métal des propriétés nuisibles ou qui rendraient la fusion de ces minerais difficile et coûteuse, quelquefois même impossible.

Un minerai étant donné, voici la série des opérations auxquelles on le soumet généralement.

On commence par le *trier*, au sortir de la mine, c'est-à-dire qu'on sépare les morceaux qui contiennent assez de métal pour être exploités d'avec ceux qui sont trop pauvres.

On *bocarde* le minerai trié, c'est-à-dire qu'on le pulvérise dans un *bocard* ou mortier de bois (*fig.* 199), à l'aide de pilons *a* de même matière dont l'extrémité inférieure est garnie d'une calotte de fer *b*.

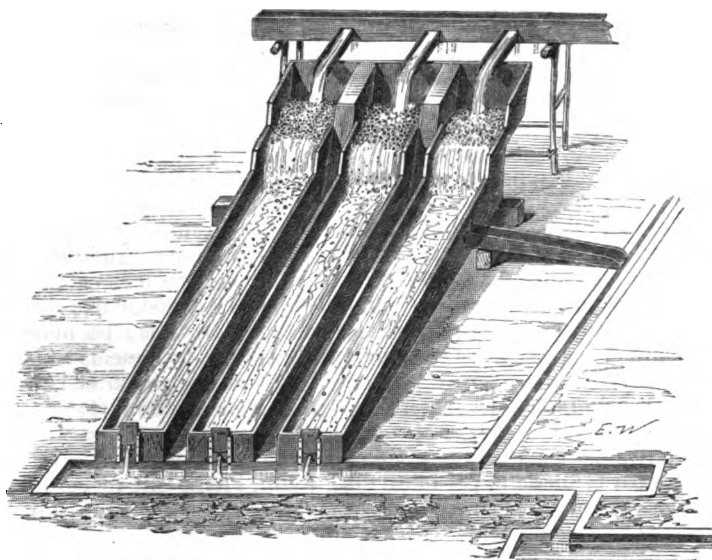


*Fig.* 200.

On lave ensuite la poudre obtenue afin de séparer les particules métalliques des matières terreuses qui y sont mêlées. Le *lavage* a lieu, soit sur des tables, soit dans de grandes auges (*fig.* 200), au moyen de courants

d'eau qui entraînent les parties les plus légères et opèrent ainsi une concentration du métal dans une moins grande quantité de sable ou de terre.

La première opération chimique qui succède au lavage est le *grillage* qui a pour but tantôt de chasser les matières volatiles que renferme le minerai, telles que l'eau, l'acide carbonique, le soufre, l'arsenic, etc.; tantôt de diminuer la cohésion du minerai, et par là de le rendre plus attaquable par les agents métallurgiques qui doivent en isoler le métal. Le grillage s'opère à l'air libre ou dans les fourneaux dont la forme varie beaucoup.

Une fois le minerai ainsi préparé, on le soumet à la *fusion*, c'est-à-dire qu'après l'avoir mêlé à des proportions convenables de charbon et de *fondants*, on l'expose à une chaleur plus ou moins violente et continue dans des fourneaux appropriés. Le charbon, en raison de sa grande affinité pour l'oxygène, réduit l'oxyde métallique, met en liberté le métal, qui s'isole des matières terreuses et des autres oxydes que les *fondants* convertissent en verre. Ceux-ci viennent à la surface du bain métallique et s'y concrètent sous la forme de *scories* ou de *laitiers*.

Le charbon dont on se sert pour ces réductions est tantôt du charbon de bois, tantôt du coke. Les *fondants* sont ordinairement des oxydes terreux ou alcalins de peu de valeur, comme l'argile, le carbonate de chaux, et souvent aussi le sable ou acide silicique, le fluorure de calcium.

Habituellement les métaux obtenus retiennent en combinaison une certaine proportion de charbon, mais sa quantité n'est, toutefois, jamais assez grande pour modifier sensiblement leurs propriétés et les rendre impropres aux usages auxquels on les destine.

Tels sont, en abrégé, les procédés généraux de la métallurgie. Lorsque nous étudierons les métaux en particulier, nous indiquerons les opérations spéciales à chacun d'eux.

L'industrie des mines n'a commencé à se développer que sous la domination des Romains. Toutes les contrées qui reçurent de leur part une organisation puissante, furent appelées à concourir au luxe des métaux qui caractérisait cette époque. Pline et Strabon signalent l'Espagne et les Gaules comme les sources principales des métaux. Ainsi, la Galice et les Asturies produisaient seules jusqu'à 40,000 marcs d'or par année; l'étain était fourni par les montagnes de Casis; les mines de mercure étaient en grande activité dans le pays de Cordoue. Les Gaules, ainsi que la Galice, envoyaient en abondance le plomb et l'argent. Déjà, d'après Tacite, des mines de cuivre et d'étain avaient été ouvertes sur les côtes d'Angleterre; on connaissait aussi quelques mines d'or en Transylvanie, mais la plus grande quantité venait d'Asie. Le fer était fourni par la Silésie et par l'île d'Elbe. Enfin, l'Italie elle-même produisait abondamment le cuivre, si précieux alors qu'on ne connaissait pas encore l'usage de la fonte.

La plupart des exploitations créées sous la domination romaine périrent successivement aux époques d'invasion des barbares. Ce n'est plus que vers le septième siècle qu'on retrouve dans l'histoire quelques données sur la reprise des travaux des mines, reprise imposée par les besoins d'une civilisation nouvelle. Au huitième siècle, les grandes exploitations se trouvent transportées dans le Tyrol, la Moravie, la Bohême et

la Hongrie; les mines du Hartz furent découvertes en 965, et, dans le courant du onzième siècle, celles de la Saxe furent attaquées. Le domaine de l'exploitation continua à s'agrandir par la découverte des mines d'argent en Suède, des mines de cuivre du pays de Mansfeld, en 1200; et ce fut en 1272 que les premières mines de houille furent exploitées à Newcastle.

Ce développement des mines dans l'ancien continent fut profondément troublé par la découverte de l'Amérique, en 1492, et l'avilissement des métaux précieux qui en fut la suite. Toutefois, ce fut à partir du quinzième siècle que l'Angleterre commença à établir la prépondérance de ses mines. Les exploitations du Cornwall pour le cuivre et l'étain, celles du Derbyshire et du Cumberland pour le plomb, celles du Staffordshire et du pays de Galles pour le fer; enfin l'exploitation de la houille, ont placé cette contrée privilégiée en tête de la production. — Ce fut dans les seizième et dix-septième siècles que les mines de l'Allemagne et de la Hongrie arrivèrent à leur développement, par suite des progrès remarquables qu'éprouva l'art de l'exploitation, et qu'elles purent soutenir la concurrence américaine. La France eut, dans le courant du dix-huitième siècle, une période de grande activité. A cette époque, les gîtes des environs de Sainte-Marie aux Mines, ceux de Giromagny et de Plancher-aux-Mines, ceux de la Bretagne, de l'Oisans, les filons si nombreux de l'Auvergne et des Cévennes, donnèrent lieu à des extractions importantes. Mais bientôt ces mines furent successivement abandonnées, et il ne reste plus guère en activité que celles de Villefort, de Poullaouen et de Pontgibaud.

Le dix-huitième et le dix-neuvième siècle ont été marqués par l'extension prodigieuse de la fabrication du fer en Angleterre, en France et en Belgique, ainsi que par l'exploitation générale des mines de houille. L'activité remarquable des mines de plomb, en Espagne, des mines de zinc de Silésie et du Limbourg est également un des traits les plus caractéristiques de la production de cette époque. La Russie, par ses extractions d'or, de platine et de cuivre, s'est élevée rapidement au premier rang de l'exploitation. Enfin, les extractions d'or des *placers* de la Californie et de l'Australie ont été, depuis une dizaine d'années, l'occasion de recherches et de travaux considérables, ainsi que la cause d'une perturbation profonde dans l'équilibre des deux métaux monétaires par excellence. L'or est devenu plus commun que l'argent, et naturellement sa valeur a diminué.

D'après M. Whitney (1), le tableau suivant résume la production métallurgique de tous les pays du monde, pour 1854.

(1) Dans son ouvrage intitulé : *Metallic Wealth of the United States*, p. 505.

TABLEAU :

| NOMS DES PAYS. | VALEUR des MÉTAUX PRODUITS. | NOMS DES PAYS. | VALEUR des MÉTAUX PRODUITS. |
|---|---|---|---|
| | fr. | | fr. |
| Grande-Bretagne.. | 495,274,470 | Autriche......... | 60,299,290 |
| États-Unis........ | 411,109,050 | Prusse........... | 49,852,000 |
| Australie......... | 203,054,200 | Belgique......... | 48,281,250 |
| Mexique......... | 156,972,000 | Espagne......... | 41,284,542 |
| Russie........... | 129,986,000 | Suède et Norwége. | 28,123,614 |
| France........... | 78,550,375 | Saxe............. | 7,493,250 |
| Chili............. | 67,691,600 | Le Harz.......... | 5,910,078 |
| Le reste de l'Amérique méridion.. | 83,306,400 | Italie............ | 4,287,375 |
| | | Suisse........... | 1,931,250 |

Pour que ce tableau fût complet, il faudrait pouvoir y ajouter la production de la Chine, du Japon, des Grandes-Indes, de l'Afrique, mais on manque à cet égard de documents précis.

---

# DIX-NEUVIÈME LEÇON.

SOMMAIRE. — Des *équivalents chimiques* ou *nombres proportionnels*. — De leur importance et de leur emploi dans la pratique. — De la notation chimique par signes ou *symboles*. — Formules chimiques. — Équations chimiques. — Des composés métalliques de la première section. — Des potasses et des soudes du commerce. — Des cendres des végétaux terrestres et marins. — Extraction des sels alcalins des cendres. — De l'ALCALIMÉTRIE. — Des diverses espèces de potasses commerciales.

Vous avez vu, Messieurs, par tous les faits que j'ai successivement signalés à votre attention, que les corps simples et composés sont soumis dans leurs combinaisons respectives à des lois extrêmement remarquables, qu'on désigne par les noms de *Théorie des proportions définies*, *Théorie des proportions multiples*, *Loi de composition des sels*, *Lois de Berthollet*.

Vous savez, à n'en plus douter, que les combinaisons chimiques ne se font pas au hasard, n'ont pas lieu d'une manière accidentelle ou arbitraire, suivant tous les caprices de notre imagination. Ce qui a dû surtout vous frapper, c'est que, dans chaque réaction, les corps qui y prennent part présentent une invariabilité, une fixité dans leurs poids respectifs qu'au premier abord on serait loin de soupçonner. C'est surtout à propos de la chimie

qu'on peut dire que tout s'y fait avec *poids* et *mesures*, d'après des lois fixes, éternelles, immuables; aussi le secours de la balance, invoqué pour la première fois par Lavoisier, est-il appelé à chaque instant à vérifier l'exactitude des résultats obtenus. C'est là ce qui donne à la chimie une supériorité si marquée sur les autres sciences naturelles, qui n'ont aucun moyen rigoureux de contrôler les vues théoriques et d'évaluer les forces qui agissent dans la production des effets ou des phénomènes.

Il est temps que je complète votre instruction à l'égard de la *statique chimique*, en vous donnant une idée suffisante de ce qu'on entend par les expressions d'*équivalents chimiques*, de *nombres proportionnels*.

Nous avons établi en principe que, lorsqu'un corps s'unit à un autre pour produire un composé déterminé, c'est toujours en proportions invariables ou définies.

Eh bien! si ce même corps peut se combiner avec un second, dans son état de liberté, on observe constamment, entre le premier et le second des corps auxquels il s'unit, un rapport de quantité très-simple et constant. Par exemple :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 104 de plomb exigent | 8 | d'oxygène | pour former | de l'oxyde de plomb. |
| | 16 | de soufre | — | du sulfure de plomb. |
| | 35,5 | de chlore | — | du chlorure de plomb. |

Il suit de là que, si l'on veut convertir 112 d'*oxyde* de plomb (formé de 104 de métal et de 8 d'oxygène), en *sulfure*, il faut employer 16 de soufre pour remplacer 8 d'oxygène, ou 35,5 de chlore, si l'on veut le transformer en *chlorure;* de même que, pour convertir 120 de *sulfure* de plomb, ou 139,5 de *chlorure* en *oxyde* de plomb, il faut remplacer par 8 d'oxygène les 16 de soufre du premier composé, et les 35,5 de chlore du second.

Ainsi, dans ces cas, 8 d'oxygène équivalent à 16 de soufre et à 35,5 de chlore comme ces deux nombres s'équivalent entre eux ; aussi dit-on qu'ils sont des *équivalents chimiques*.

Si l'on dissout dans l'eau distillée $0^{gr},170$ d'azotate d'argent contenant 0,108 d'argent métallique, et qu'on y plonge pendant un temps suffisant une lame de fer, de cuivre ou de plomb, on en précipitera tout l'argent en poudre grisâtre cristalline. A la place de celui-ci, dans la liqueur, il y aura alors du fer, ou du cuivre, ou du plomb. En ayant soin de peser la lame métallique avant et après la réaction, on verra que, pour

$0^{gr},108$ d'argent déplacé,

| | | |
|---|---|---|
| La lame de fer aura perdu ...... | $0^{gr},028$ | de son poids. |
| — de cuivre.............. | $0^{gr},0315$ | — |
| — de plomb.............. | $0^{gr},104$ | — |

Comme les azotates de fer, de cuivre, de plomb ainsi produits ont des propriétés analogues à celles de l'azotate d'argent, qu'ils sont au même état de *neutralité* que ce dernier, on en conclura que

28 de fer,
31,5 de cuivre,
104 de plomb,

jouent le même rôle, remplissent les mêmes fonctions que

108 d'argent.

On peut donc dire que ces quantités de matières s'équivalent et que les nombres qui les représentent sont les *équivalents* relatifs de ces métaux.

Si l'on prend 40 grammes d'acide sulfurique anhydre et qu'on cherche expérimentalement à les neutraliser par différentes bases, on trouve qu'il faut employer de chacune d'elles les poids suivants, ni plus ni moins :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Chaux | 28 gram. | Potasse | 47 gram. |
| Magnésie | 20 | Baryte | 76 |
| Soude | 31 | Oxyde d'argent | 116 |

Si, ensuite, on recherche quelles sont les quantités des différents acides qu'il faut employer pour neutraliser exactement ces bases prises sous les poids respectifs indiqués, on trouve qu'à la place de 40 d'acide sulfurique, il faut :

| | |
|---|---|
| 32 d'acide sulfureux. | 72 d'acide phosphorique. |
| 54 d'acide azotique. | 75,5 d'acide chlorique. |
| 22 d'acide carbonique. | 50 d'acide chromique. |

Ces quantités d'acides et de bases qui peuvent se remplacer mutuellement dans les combinaisons salines sont donc des *équivalents*. Et, en effet, 28 de chaux équivalent à 31 de soude, à 47 de potasse, etc., de même que 40 d'acide sulfurique équivalent à 32 d'acide sulfureux, à 54 d'acide azotique, etc.; et, ce qui le prouve, c'est qu'en mêlant ensemble deux dissolutions de sulfate de soude et d'azotate de baryte faites dans les proportions suivantes :

| | |
|---|---|
| Sulfate de soude | 71 |
| Azotate de baryte | 130 |
| | 201 |

on obtient, par suite de leur double décomposition, deux nou-

veaux sels au même degré de neutralité et d'un poids semblable :

| | |
|---|---|
| Sulfate de baryte................ | 116 |
| Azotate de soude................ | 85 |
| | 201 |

Vous voyez donc bien par là que, dans les quatre espèces de sels pouvant être engendrées par les deux bases et les deux acides employés, les poids des uns et des autres s'équivalent exactement, puisqu'ils peuvent se substituer les uns aux autres sans qu'il y ait aucune perte et sans que l'état de saturation change.

Ces exemples suffisent pour vous faire comprendre ce qu'on entend par *équivalents chimiques* ou *nombres proportionnels*. Ces expressions désignent les nombres exprimant des quantités de matières qui peuvent se substituer les unes aux autres pour former des composés différents.

Pour établir les *équivalents chimiques* des différents corps, il a fallu nécessairement les rapporter tous à une unité commune. On a fait choix, pour cet objet, de l'hydrogène, dont on a représenté l'équivalent par 1.

Il est remarquable que les poids trouvés pour les équivalents des autres corps simples sont des multiples de celui de l'hydrogène par des nombres entiers. Cette loi, indiquée d'abord par le Dr Prout, a été confirmée par les belles et récentes expériences de M. Dumas. Il n'y a que deux éléments qui fassent exception : le chlore et le cuivre.

Voici les poids adoptés par les chimistes pour représenter les équivalents des corps simples les plus usuels :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Hydrogène............ | 1 | Chrôme.............. | 26 |
| Carbone.............. | 6 | Fer.................. | 28 |
| Oxygène.............. | 8 | Nickel............... | 29 |
| Bore................. | 11 | Cobalt............... | 29 |
| Azote................ | 14 | Cuivre............... | 31,5 |
| Soufre............... | 16 | Zinc................. | 33 |
| Fluor................ | 19 | Potassium............ | 39 |
| Silicium............. | 21 | Strontium............ | 44 |
| Phosphore............ | 32 | Palladium............ | 53 |
| Chlore............... | 35,5 | Étain................ | 59 |
| Arsenic.............. | 75 | Baryum............... | 68 |
| Brôme................ | 80 | Platine.............. | 98 |
| Iode................. | 127 | Or................... | 99 |
| Magnésium............ | 12 | Mercure.............. | 100 |
| Aluminium............ | 13 | Plomb................ | 104 |
| Calcium.............. | 20 | Argent............... | 108 |
| Sodium............... | 23 | Antimoine............ | 119 |
| Manganèse............ | 26 | Bismuth.............. | 207 |

C'est donc toujours entre ces différents poids que les éléments se combinent entre eux pour donner naissance à des composés définis.

La somme des équivalents des corps simples qui se combinent constitue l'équivalent du composé qui en résulte. Ainsi :

1 d'hydrogène + 8 d'oxygène = eau ou protoxyde d'hydrogène, dont l'équivalent est représenté par 9;
1 d'hydrogène + 16 d'oxygène = bioxyde d'hydrogène, dont l'équivalent est représenté par 17;
39 de potassium + 8 d'oxygène = protoxyde de potassium, dont l'équivalent est représenté par 47;
16 de soufre + 24 d'oxygène = acide sulfurique anhydre, dont l'équivalent est représenté par 40;
47 de potasse + 40 d'acide sulfurique = sulfate de potasse, dont l'équivalent est représenté par 87,

Et ainsi de suite.

La loi des équivalents fournit, par conséquent, les moyens d'opérer la décomposition mutuelle et complète des composés, puisqu'elle indique les proportions exactes dans lesquelles ces composés doivent être mêlés pour réagir ensemble. On peut regarder comme une règle générale que :

*Pour chasser d'un composé l'équivalent d'un de ses composants, il faut mettre en présence du premier 1 équivalent du corps destiné à remplacer le second.*

Soit comme exemple l'azotate de potasse, dont on veut expulser l'acide azotique au moyen de l'acide sulfurique ordinaire ou hydraté. On dit :

1 équivalent ou 101 d'azotate de potasse = { 1 équivalent de potasse ou 47 ; 1 équival. d'acide azot. ou 54 }

Or, pour remplacer l'acide azotique, il faudra employer 1 équivalent d'acide sulfurique hydraté qui se compose de :

| | | |
|---|---|---|
| 1 équivalent d'acide anhydre.. | 40 | = 49 |
| 1 équivalent d'eau........... | 9 | |

Et on obtiendra :

| | | |
|---|---|---|
| 87 de sulfate de potasse représentant.. | 1 équivalent de potasse ou | 47 |
| | 1 équival. d'acide anhydre | 40 |
| et 63 d'acide azotique hydraté contenant.. | 1 équiv. d'ac. anhydre ou | 54 |
| | 1 équivalent d'eau....... | 9 |

Si l'on avait à décomposer un nombre tout différent de salpêtre, soit, par exemple, 145 parties, on trouverait la quantité d'acide sulfurique à employer au moyen d'une simple règle de proportion ainsi posée :

101 équivalent du salpêtre : 49 équivalent de l'acide sulfurique hydraté :: 145 de salpêtre à décomposer : *x*, quatrième terme qui sera la quantité d'acide sulfurique à employer :

$$\frac{49 \times 145}{101} = 70,35$$

C'est-à-dire que, pour décomposer 145 grammes de nitre, il faudra faire réagir sur lui 70gr,35 d'acide sulfurique hydraté.

Vous voyez par là, Messieurs, quelle facilité la connaissance des équivalents donne aux chimistes et aux fabricants de produits chimiques pour trouver immédiatement et sans tâtonnements le poids de chaque corps qu'il faut mettre en présence pour opérer les combinaisons dont on a besoin. Par ce moyen, on emploie la quantité convenable de chaque corps, ni plus ni moins. C'est donc un immense service que Wenzel, Richter, Dalton, Wollaston, Gay-Lussac et Berzelius ont rendu à la science et à la pratique industrielle en fournissant par leurs expériences les moyens de créer un système complet d'équivalents ou de proportions chimiques. Les noms de ces chimistes seront, par cela même, aussi impérissables que la science elle-même.

Puisque les corps se combinent ou réagissent toujours entre eux dans des rapports fixes de poids, il est facile de comprendre maintenant pourquoi les chimistes admettent que les atomes des corps sont indivisibles et pourvus de poids inégaux.

La connaissance de cette loi les a encore conduits à former une langue par signes ou par symboles, qui leur permet d'exprimer d'une manière très-simple et abrégée la composition d'un corps complexe, le remplacement de l'un de ses éléments par un autre, et, en général, la manière dont ils pensent que les éléments sont groupés.

Ils ont donc adopté comme règle de désigner chaque élément par la lettre initiale majuscule de son nom. Ainsi :

| | |
|---|---|
| L'oxygène........ par O | Le soufre........ par S |
| L'hydrogène...... par H | Le carbone....... par C |

et ainsi de suite. Seulement, lorsque plusieurs corps simples ont la même initiale, on ajoute à quelques-uns la première ou la seconde lettre de leurs noms. Le tableau suivant va vous faire connaître les symboles adoptés pour les éléments les plus employés, dont vous avez vu précédemment les poids des équivalents respectifs :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Hydrogène | H | Chrôme | Cr |
| Carbone | C | Fer | Fe |
| Oxygène | O | Nickel | Ni |
| Bore | B | Cobalt | Co |
| Azote | Az | Cuivre | Cu |
| Soufre | S | Zinc | Zn |
| Fluor | Fl | Potassium ou kalium | K |
| Silicium | Si | Strontium | Sr |
| Phosphore | Ph | Palladium | Pd |
| Chlore | Cl | Étain ou stannum | Sn |
| Arsenic | As | Baryum | Ba |
| Brôme | Br | Platine | Pt |
| Iode | I | Or ou aurum | Au |
| Magnésium | Mg | Mercure ou hydrargyrum | Hg |
| Aluminium | Al | Plomb | Pb |
| Calcium | Ca | Argent | Ag |
| Sodium ou natrium | Na | Antimoine ou stibium | Sb |
| Manganèse | Mn | Bismuth | Bi |

Ces signes ou symboles, outre leur signification propre, expriment encore les quantités en poids suivant lesquelles les éléments se combinent, c'est-à-dire leurs équivalents; de sorte que

| | | | |
|---|---|---|---|
| O | rappelle toujours à la pensée | 8 | d'oxygène, |
| H | — | 1 | d'hydrogène, |
| S | — | 16 | de soufre, |
| C | — | 6 | de carbone, |

c'est-à-dire l'équivalent de chaque corps.

Lorsqu'on veut désigner plusieurs équivalents d'un corps simple, on place un chiffre à la droite, au haut ou au bas du symbole qui le représente. Ainsi :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $O^2$ | veut dire | 2 | équivalents | d'oxygène, |
| $H^3$ | — | 3 | — | d'hydrogène, |
| $S^5$ | — | 5 | — | de soufre, |
| $C^8$ | — | 8 | — | de carbone, etc. |

Au moyen de ces signes conventionnels, rien de plus simple, comme vous allez voir, Messieurs, que de représenter la composition des corps même les plus complexes. Ainsi, pour les composés binaires, oxygénés ou non :

| | | |
|---|---|---|
| HO | est l'eau ou protoxyde d'hydrogène | = 9 |
| CO | l'oxyde de carbone | = 14 |
| $CO^2$ | l'acide carbonique | = 22 |
| $SO^2$ | l'acide sulfureux | = 32 |
| $SO^3$ | l'acide sulfurique | = 40 |

| | | |
|---|---|---|
| $HCl$ | l'acide chlorhydrique................ | = 36,5 |
| $HS$ | l'acide sulfhydrique.. ......... .... | = 17 |
| $NaCl$ | le chlorure de sodium............... | = 58,5 |
| $AzH^3$ | l'ammoniaque...................... | = 17 |

Pour désigner les sels, on écrit le symbole de la base, puis celui de l'acide, en mettant une virgule entre deux. Ainsi :

| | | |
|---|---|---|
| $KO,SO^3$ | signifie sulfate de potasse........ | = 87 |
| $NaO,CO^2$ | — carbonate de soude....... | = 53 |

Pour indiquer plusieurs équivalents de l'un des composants d'un sel, on place devant le symbole un chiffre à la gauche sous forme de coefficient. Ainsi :

Le bisulfate de potasse est représenté par $KO,2SO^3$
Le phosphate de chaux basique par ..... $3CaO + PhO^5$.

Ici on sépare le symbole de la base de celui de l'acide par le signe algébrique +, pour montrer que le chiffre 3 ne multiplie que l'équivalent de la chaux, et nullement celui de l'acide phosphorique. Autrement, si l'on écrivait :



$$3CaO,PhO^5,$$

cela voudrait dire 3 équivalents de chaux et 3 équivalents d'acide phosphorique, ce qui serait un sel tout autre que le premier, puisque celui-ci ne renferme, pour 3 équivalents de chaux, qu'un seul équivalent d'acide phosphorique.

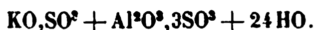
Les sels doubles sont représentés par des formules semblables; seulement on sépare les deux sels du composé par le signe +, et on met un coefficient à la gauche du symbole du sel qui entre dans la combinaison pour 2, 3, 4 équivalents. Exemple :

L'*alun*, ce sel commercial si commun, est composé d'un équivalent de sulfate de potasse et d'un équivalent de sulfate d'alumine. On le représente par



$$KO,SO^3 + Al^2O^3,3SO^3.$$

Quand le sel renferme de l'eau de cristallisation, on ajoute, après le symbole du sel, le nombre d'équivalents d'eau, séparé par le signe +. Ainsi, l'alun cristallisé se représente par



$$KO,SO^3 + Al^2O^3,3SO^3 + 24HO.$$

Pour abréger, on symbolise souvent l'équivalent d'eau par Aq.
Voilà ce qu'on appelle des FORMULES CHIMIQUES.

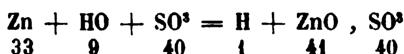
Les formules chimiques sont ou *empiriques* ou *rationnelles*. Les premières expriment en équivalents la composition du corps; elles sont l'expression de l'analyse de ce corps. — Les secondes, au contraire, énoncent la vue théorique suivant laquelle on se représente le mode d'arrangement ou de combinaison des parties constituantes du corps.

La formule $KSO^4$ est la formule *empirique* du sulfate de potasse.

$KO,SO^3$ en est la formule *rationnelle*. Elle montre que, des 4 équivalents d'oxygène trouvés par l'analyse dans ce sel, 3 sont combinés avec l'équivalent du soufre de manière à former de l'acide sulfurique, et l'autre équivalent d'oxygène est uni à l'équivalent de potassium pour former un équivalent de potasse.

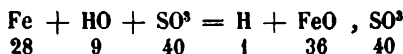
Les formules chimiques sont surtout très-précieuses pour représenter les réactions entre deux ou plusieurs corps et indiquer les produits qui en résultent. Je vais vous démontrer les avantages de cette méthode en reprenant les principales opérations qui ont été faites sous vos yeux, et en traduisant en formules symboliques les légendes dont je m'étais d'abord servi pour vous en faire comprendre la théorie.

1\. — *Préparation de l'hydrogène avec le zinc, l'eau et l'acide sulfurique.*



$$\underset{33}{Zn} + \underset{9}{HO} + \underset{40}{SO^3} = \underset{1}{H} + \underset{41}{ZnO}\ ,\ \underset{40}{SO^3}$$

Si, au lieu de zinc, on emploie le fer, on a :

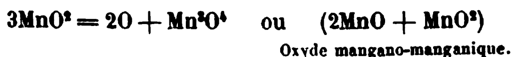


$$\underset{28}{Fe} + \underset{9}{HO} + \underset{40}{SO^3} = \underset{1}{H} + \underset{36}{FeO}\ ,\ \underset{40}{SO^3}$$

Cette manière de représenter une réaction est ce qu'on appelle une *équation chimique*. Il faut, pour que cette *égalité* soit exacte, que, dans chaque membre de l'équation, on retrouve le même nombre d'équivalents, quel que soit d'ailleurs l'arrangement relatif de ces équivalents.

L'*équation chimique* a un grand avantage sur la *légende*, c'est de montrer dans quels rapports de poids les corps réagissent les uns sur les autres.

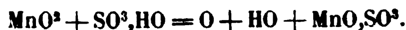
2\. — *Préparation de l'oxygène au moyen du peroxyde de manganèse.*



$$3MnO^2 = 2O + Mn^3O^4 \quad \text{ou} \quad (2MnO + MnO^2)$$

Oxyde mangano-manganique.

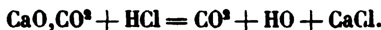
3\. — *Préparation de l'oxygène par le procédé de Schèele.*



$$MnO^2 + SO^3,HO = O + HO + MnO,SO^3.$$

$SO^3,HO$, c'est l'acide sulfurique ordinaire à 66 degrés, qui contient toujours 1 équivalent d'eau de constitution.

4. — *Préparation de l'acide carbonique au moyen du carbonate de chaux et de l'acide chlorhydrique.*



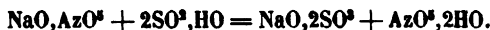
$$CaO,CO^2 + HCl = CO^2 + HO + CaCl.$$

5. — *Préparation de l'acide azotique, avec l'acide sulfurique et l'azotate de potasse ou de soude.*



$$KO,AzO^5 + 2SO^3,HO = KO,2SO^3 + AzO^5,2HO.$$

ou



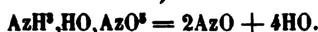
$$NaO,AzO^5 + 2SO^3,HO = NaO,2SO^3 + AzO^5,2HO.$$

6. — *Préparation du gaz ammoniac avec le sel ammoniac et la chaux.*



$$AzH^3,HCl + CaO = AzH^3 + HO + CaCl.$$

7. — *Préparation du protoxyde d'azote au moyen de l'azotate d'ammoniaque.*



$$AzH^3,HO,AzO^5 = 2AzO + 4HO.$$

8. — *Préparation du deutoxyde d'azote au moyen du cuivre et de l'acide azotique.*



$$3Cu + 4AzO^5,HO = AzO^2 + 4HO + 3CuO,AzO^5.$$

9. — *Préparation du chlore par le procédé de Schèele.*



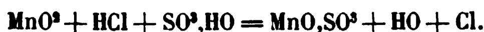
$$MnO^2 + 2HCl = Cl + 2HO + MnCl.$$

10. — *Préparation du chlore par le procédé de Berthollet.*



$$NaCl + MnO^2 + 2SO^3,HO = NaO,SO^3 + MnO,SO^3 + 2HO + Cl.$$

11. — *Préparation du chlore par le procédé mixte.*



$$MnO^2 + HCl + SO^3,HO = MnO,SO^3 + HO + Cl.$$

12. — *Préparation de l'acide chlorhydrique avec le sel marin et l'acide sulfurique.*



$$NaCl + SO^3,HO = HCl + NaO,SO^3.$$

13. — *Réaction du chlore sur l'acide sulfureux en présence de l'eau.*



$$SO^2 + 2HO + Cl = SO^3,HO + HCl.$$

14. — *Préparation de l'azote par la réaction du chlore sur l'ammoniaque liquide.*



$$4AzH^3 + 3Cl = Az + 3AzH^3,HCl.$$

15. — *Préparation de l'acide sulfureux au moyen de l'acide sulfurique et du mercure.*



$$Hg + 2SO^3,HO = SO^2 + HgO,SO^3 + 2HO.$$

16. — *Préparation de l'acide sulfureux au moyen de l'acide sulfurique et du charbon.*



$$2SO^3,HO + C = 2SO^2 + CO^2 + 2HO.$$

17. — *Combustion de l'acide sulfhydrique par l'oxygène.*



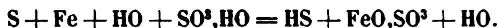
$$HS + 3O = HO + SO^2.$$

18. — *Réaction de l'acide hypoazotique sur l'acide sulfhydrique.*



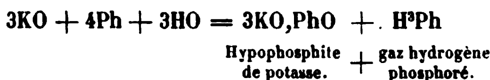
$$2HS + AzO^4 = AzO^2 + 2HO + 2S.$$

19. — *Préparation de l'acide sulfhydrique avec le soufre, le fer, l'eau et l'acide sulfurique.*



$$S + Fe + HO + SO^3,HO = HS + FeO,SO^3 + HO.$$

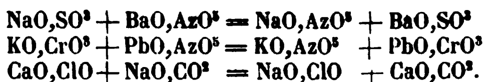
20. — *Réaction des alcalis et du phosphore en présence de l'eau.*



$$3KO + 4Ph + 3HO = 3KO,PhO + H^3Ph$$



21. — *Doubles décompositions des sels.*



$$NaO,SO^3 + BaO,AzO^5 = NaO,AzO^5 + BaO,SO^3$$
$$KO,CrO^3 + PbO,AzO^5 = KO,AzO^5 + PbO,CrO^3$$
$$CaO,ClO + NaO,CO^2 = NaO,ClO + CaO,CO^2.$$

La nomenclature de Lavoisier n'exprime que la nature et l'état des corps ; elle n'avait pas d'autre objet. De 1810 à 1811, après que les *équivalents chimiques* furent établis, le célèbre chimiste suédois Berzelius songea le premier à créer une nomenclature symbolique, dans laquelle on pût indiquer, non-seulement le nom des éléments et la manière d'envisager leur réunion, mais de plus leurs quantités respectives (1). C'est une idée neuve et qui a

---

(1) Berzelius (Jean-Jacques), né le 20 août 1779 à Westerlœsa, près de Linkœping, dans l'Ostro-Gothie, où son père était chapelain, est mort à Stockholm le 7 août 1848. Il peut être considéré comme l'un des fondateurs de la chimie moderne, dont il a éclairé et enrichi presque toutes les parties. Le nombre de ses travaux particuliers est immense, indépendamment des ouvrages didactiques qu'il a rédigés. Parmi ces derniers, le plus célèbre est son *Traité de chimie* en huit volumes, dont la première édition française parut de 1829 à 1833. Il faut encore citer son *Essai sur la théorie des proportions chimiques et sur l'influence chimique de l'électricité* (1819), ainsi que son *Traité de l'emploi du chalumeau dans les analyses chimiques et les déterminations minéralogiques* (1821). Il était

rendu de grands services à la science que d'avoir désigné chaque nature d'atome par un symbole déterminé. Ce qui précède suffit pour vous faire concevoir l'importance de ces symboles, qui permettent d'abréger les descriptions, facilitent singulièrement la mémoire et donnent à la science une langue universelle. L'usage de ces symboles est devenu général; aussi les rencontre-t-on dans tous les ouvrages modernes. Il est donc indispensable pour celui qui veut approfondir la science de se familiariser avec leur emploi. Afin de vous rendre ces signes familiers, je les emploierai dorénavant dans la suite de ces leçons.

### Des Composés métalliques de la première section.

Maintenant, Messieurs, que vous connaissez les propriétés générales des métaux et de leurs principaux composés, nous pouvons vous faire passer en revue ceux de ces corps qui jouent un rôle plus ou moins direct dans l'industrie, la médecine et l'économie domestique. Mais forcé de ne pas sortir du plan que je me suis tracé, je n'offrirai à vos méditations que ce qu'il y a de plus important et de plus curieux dans l'histoire des métaux usuels.

Si les métaux de la première section, et entre autres le potassium, le sodium et le calcium, n'ont que des usages restreints aux besoins des laboratoires, il n'en est pas de même de la plupart de leurs composés, oxydes, sels ou combinaisons binaires. Presque tous, en effet, sont des agents précieux pour nos fabriques, ou des remèdes puissants dont la médecine tire un immense parti. Occupons-nous d'abord des oxydes du potassium et du sodium.

Lorsqu'on fait brûler à l'air libre les végétaux ligneux et herbacés, vous savez tous, Messieurs, qu'on obtient pour résidu une poudre grisâtre qu'on appelle *cendre*. Ce résidu se compose de toutes les substances minérales, fixes et indécomposables, que les végétaux avaient empruntées à la terre. Mais la nature de ces cendres varie suivant la composition des terrains où les plantes

---

élève du savant chimiste Gahn, qui lui communiqua pour ainsi dire sa précision, son exactitude, sa sagacité. Bien préparé par l'étude de la médecine et des sciences naturelles, Berzelius ne tarda pas à se placer au premier rang des analystes et des classificateurs. Pendant près de quarante ans, il tint d'une main glorieuse le sceptre de la science, et ses jugements sur les œuvres de ses contemporains, formulés dans ses *rapports annuels des progrès de la chimie* (de 1821 à 1848), qu'il publiait en qualité de secrétaire perpétuel de l'Académie des sciences de Stockholm, étaient attendus impatiemment et acceptés avec respect par tout le monde savant. Plus heureux que bien d'autres, il a joui de son vivant des honneurs que méritait son immense savoir, et sa mort a été un deuil public pour l'Europe entière.

se sont développées. C'est ainsi que les plantes marines donnent des cendres plus ou moins riches en sels de soude, tandis que les plantes qui croissent dans l'intérieur des terres fournissent des cendres qui ne renferment guère que des sels de potasse.

En tous cas, dans ces deux espèces de cendres, on trouve des substances solubles dans l'eau, et des substances insolubles.

Voici, en général, leur composition :

| MATIÈRES SOLUBLES. | MATIÈRES INSOLUBLES. |
|---|---|
| Carbonate de potasse. | Carbonates de chaux et de magnésie. |
| — de soude. | Phosphates de chaux et de magnésie. |
| Sulfate et phosphate de potasse. | Chaux et magnésie caustiques. |
| Chlorure de potassium. | Silice. |
| Silicate de potasse. | Oxydes de fer et de manganèse. |
| — de soude. | Charbon divisé. |

Les rapports de ces matières solubles et insolubles diffèrent suivant les espèces de plantes incinérées.

Lorsqu'on traite ces cendres par l'eau, on dissout les premières, et on obtient ce qu'on appelle vulgairement des *lessives*. Le résidu insoluble porte le nom de *Charrée*. C'est un article de commerce assez important, attendu que dans beaucoup de localités on emploie ces cendres lessivées pour l'engrais des terres. Voici, d'après MM. Morde et Bobierre, la composition de quelques charrées :

| | CHARRÉE | | |
|---|---|---|---|
| | de NANTES. | de LA ROCHELLE. | de LA FLOTTE. |
| Matières organiques | 9,80 | 6,00 | 2,90 |
| Sels solubles dans l'eau | 1,05 | 2,00 | 3,40 |
| Silice | 13,60 | 42,70 | 50,20 |
| Oxyde de fer, alumine et phosphate de chaux | 27,30 | 12,35 | 10,90 |
| Carbonate de chaux | 47,10 | 34,80 | 26,60 |
| Magnésie et perte | 1,15 | 2,15 | 6,00 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Les lessives ont une saveur âcre, une causticité plus ou moins forte; elles verdissent le sirop de violettes, font effervescence avec les acides qu'elles neutralisent complétement. Elles peuvent aussi dissoudre les principes colorants, les substances grasses, et voilà pourquoi, depuis si longtemps, dans les ménages, on les fait servir au nettoiement du linge.

Lorsqu'on les fait évaporer jusqu'à siccité, elles fournissent une matière alcaline d'apparence saline. C'est ce résidu qu'on connaît, dans les arts, sous le nom de *potasse*, quand il provient des cendres de végétaux terrestres, et sous celui de *soude*, quand il provient des cendres de plantes marines (1). Ces matières alcalines consistent essentiellement, la première en carbonate de potasse, la seconde en carbonate de soude, rendus impurs par une proportion variable de sels étrangers, tels que sulfate de potasse ou de soude, chlorure de potassium ou de sodium, silice et alumine, oxydes de fer et de manganèse.

Il y a, dans le commerce, un grand nombre d'espèces de potasses et de soudes, qu'on distingue entre elles par les noms des pays où elles sont fabriquées.

C'est dans les pays abondants en forêts et encore peu habités, tels que l'Amérique septentrionale, la Suède, la Russie et la Pologne, qu'on prépare les potasses les plus estimées, par l'incinération des grands végétaux ligneux. C'est ordinairement dans des fosses creusées au centre des forêts, sur les lieux mêmes où le bois a été abattu, qu'on opère cette incinération. Les cendres sont soumises à trois lavages successifs, et les liqueurs ayant 15 degrés à l'aréomètre sont évaporées dans des chaudières de tôle jusqu'à ce qu'elles soient arrivées à la consistance de miel; à ce point, on les transvase dans une chaudière de fonte où on les chauffe jusqu'à dessiccation parfaite. C'est alors le *salin* qui est coloré en brun par des matières organiques et qui retient encore une forte proportion d'eau. On retire, terme moyen, 10 kilog. de salin de 100 kilog. de bonnes cendres. Pour lui donner l'aspect qu'on est habitué à voir dans le commerce aux potasses, on le calcine au rouge sombre dans un four à réverbère, en facilitant l'accès de l'air par une agitation fréquente et en évitant la fusion. Ce four a (*fig.* 201) deux foyers latéraux *b*, *b'*, qui ne pénètrent que jusqu'aux 2/3 de sa profondeur; la cheminée d'appel *c* est placée au-dessus et en avant de l'ouverture. On chauffe avec du menu bois, dont les flammes arrivent sous la voûte pour sortir en avant et monter dans la cheminée. Le salin est étendu en couche égale sur la sole *a*. On y ajoute parfois un peu de poussier de charbon pour carbonater les portions de

---

(1) Le résidu salin qu'on obtient par l'évaporation des lessives des cendres des plantes terrestres est connu dans les arts sous le nom de SALIN; il ne reçoit celui de POTASSE que lorsqu'il a été fortement calciné au rouge dans des fours à réverbère. Le mot POTASSE vient de deux mots allemands, *pott-asche*, qui veulent dire *cendre de pot*, parce qu'autrefois la calcination du salin était opérée dans des pots de fer. Ce n'est que depuis 1787 que le mot *potasse* a remplacé dans les arts le nom d'*alkali végétal* ou *fixe*.

Quant au mot *soude*, il servait d'abord et sert encore à désigner l'espèce de plante marine, nommée en latin *soda* ou *salsola soda*, et en français vulgaire *kali*. Les cendres calcinées de cette plante reçurent les noms d'*alkali minéral*, de *salicote*, d'*alun catin*, de *pierre de soude*, et en 1787 Guyton de Morveau proposa celui de *soude* qui a été définitivement adopté.

potasse caustique qu'il renferme souvent. Lorsque la masse est blanchie

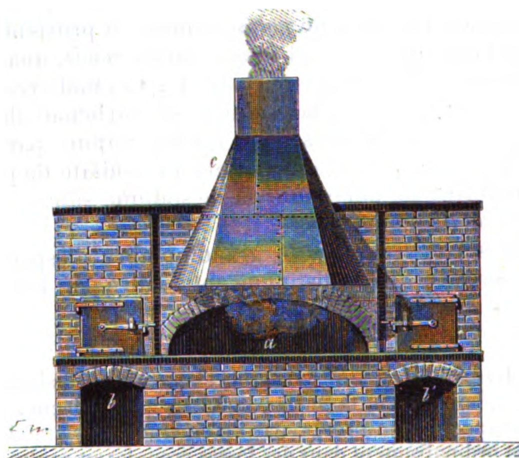



*Fig.* 201.

et desséchée, on l'enferme encore chaude dans des barriques pour la préserver de l'humidité atmosphérique.

Les plus belles potasses sont parfaitement blanches; on leur donne le nom de *perlasse*, d'une expression anglaise *pearl ashes*, qui signifie *cendres perlées*. Ces qualités nous viennent habituellement d'Amérique; mais, la plupart du temps, les potasses sont colorées, au moins partiellement, en bleu verdâtre, en rouge, en jaune, par un peu d'oxydes de fer et de manganèse, et chaque espèce a, pour ainsi dire, sa nuance particulière qui forme un de ses caractères distinctifs propre à en faire reconnaître l'origine; mais il est tout à fai nul pour en apprécier la qualité; celle-ci ne peut être évaluée avec précision que par des moyens chimiques.

Sous le nom de *cendres gravelées*, de *Védasse*, on désigne particulièrement la potasse obtenue par la calcination des lies de vin. Ces lies sont mises à la presse; les tourteaux aplatis qu'on en obtient sont desséchés à l'air, puis incinérés sur un sol bien battu entouré de briques posées à sec. 6,000 kilog. de lies sèches donnent 1,000 kilog. de cendres, et ceux-ci fournissent 500 kilog. de potasse ou de *cendres gravelées*. On n'employait autrefois que les lies de vin , mais aujourd'hui on fait concourir à la préparation les marcs, les pepins de raisin, les sarments de vigne, aussi le produit actuel est-il moins riche en potasse, d'autant plus qu'on y ajoute ordinairement, par fraude, du sable ou de la brique. La bonne cendre gravelée se dissout dans l'eau, en laissant tout au plus 1/16 de résidu consistant en carbonate et sulfate de chaux.

Dans ces dernières années, M. Dubrunfaut a eu l'idée de tirer parti des résidus de la distillation des mélasses fermentées de betteraves pour en extraire de la potasse. 100 kilog. de ces résidus fournissent 10 à 12 kilog.

d'un salin très-riche en alcali. On exploite ce procédé dans le nord de la France. Voici le mode de fabrication suivi :

On évapore d'abord les *vinasses* (résidu de la distillation) jusqu'en consistance de sirop épais, soit dans des chaudières en tôle à fond bombé (*fig.* 202), soit, ce qui est plus général maintenant, dans des cuves en bois munies de serpentins en cuivre dans lesquelles circule la vapeur à 4 ½ ou 5 atmosphères (1). Les sirops sont ensuite introduits dans un long four à réverbère, où la calcination est poussée jusqu'à ce que la matière commence à se pelotonner. Alors on retire la masse du four, on la dispose en petits monts dans une pièce bien aérée et on l'abandonne à elle-même. La combustion des matières organiques s'achève ainsi, en sorte que le résidu, débarrassé de presque toutes les parties charbonneuses, est en fragments poreux et légers, tels, en un mot, qu'on l'exige actuellement dans le commerce. Il est livré sous le nom de *salin brut*.



*Fig.* 202.

La valeur de ce produit suit ordinairement le cours des potasses ; il se vend proportionnellement à son titre alcalimétrique, et généralement, de 25 à 30 fr. les 100 kilogrammes, avec un titre de 40 degrés.

Le *salin brut de betterave* est en morceaux plus ou moins poreux, ou en menus fragments d'un gris cendré ou noirâtre ; il est hygrométrique. Il contient plus ou moins de matières insolubles. M. Pesier, professeur de chimie à Valenciennes, qui a eu l'occasion de faire un grand nombre d'analyses de ce produit, admet que, en moyenne, on peut le considérer comme formé commercialement de :

| | | | |
|---|---|---|---|
| HUMIDITÉ | | | 9 |
| RÉSIDU INSOLUBLE | Charbon | 6 | 18 |
| | Sulfate, phosphate et carbonate de chaux, cendres, terre, etc. | 12 | |
| SELS SOLUBLES | Carbonate de potasse | 35 | 73 |
| | — de soude | 16 | |
| | Chlorure de potassium | 17 | |
| | Sulfate de potasse | 5 | |
| | Accidentellement sulfure et cyanure. | | |
| | | | 100 |

Mais cette composition varie singulièrement puisque l'on doit retrouver dans le salin, en nature ou modifiés par la combustion, tous les sels alcalins solubles de la betterave, de la chaux, du noir, du lait ou du sang employés dans les fabriques de sucre. Les soins du producteur peu-

(1) Autrefois on neutralisait les vinasses avec de la craie (dite *petit blanc*), mais cette pratique est à peu près abandonnée, parce qu'il se produit du sulfate de chaux qui diminue le titre du salin au point d'en rendre la vente plus difficile, encrasse le fond des chaudières ou la surface des serpentins, et ralentit ainsi le travail.

vent réduire la proportion du résidu insoluble à 10 p. 100; ses négligences peuvent l'élever à 30 p. 100 en y faisant apparaître des cendres, de la craie, du sulfate de chaux, etc. Selon les conditions d'emmagasinage le degré d'humidité peut se modifier. La quantité de soude elle-même est loin de se trouver dans un rapport constant avec la potasse; on la voit dans les salins normaux de l'arrondissement de Valenciennes dans le rapport de 46 à 100; ailleurs elle devient parfois prédominante.

Excepté pendant les froids de l'hiver, les fabricants de savons mous utilisent sans inconvénient les lessives de salin brut. Ils choisissent de préférence les salins exempts de sulfure qui communiquerait à leurs produits une odeur repoussante.

Dans la plupart des industries, où la potasse est un des éléments du travail, on n'emploie les alcalis de la betterave qu'après leur épuration. Tantôt on se contente de la soumettre à des lavages méthodiques de manière à obtenir des liquides aussi concentrés que possible, et on évapore ceux-ci à siccité dans des chaudières en tôle. La matière qu'on obtient ainsi est d'un blanc grisâtre, et titre 55 à 60 degrés. C'est alors ce qu'on appelle la *potasse de mélasse.* Dans cet état, on l'emploie pour la confection des savons mous, etc.; elle se vend de 80 à 85 fr. les 100 kilogrammes.

Dans d'autres usines, la purification est plus complète. Les lessives sont portées à l'ébullition dans un premier système de chaudières, où elles déposent du sulfate de potasse à mesure qu'elles se concentrent; on enlève le sel avec des écumoires. Lorsqu'elles ont 40 degrés environ, on les fait écouler dans des vases en tôle, profonds, légèrement coniques (*fig.* 203). Au bout de trois à quatre jours, il s'est formé sur les parois de ces cristallisoirs une couche de 5 à 6 centimètres de chlorure de potassium.

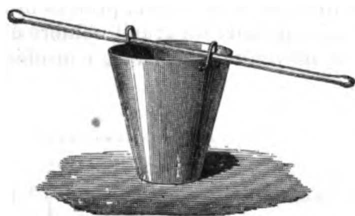


*Fig.* 203.

Les eaux-mères décantées sont conduites dans un second système de chaudières plates, à fond bombé, à déversoirs, où elles sont entretenues en ébullition. Dans les premières chaudières, il se dépose encore un peu de chlorure de potassium, parce qu'il est complétement insoluble dans les carbonates alcalins concentrés. Dans les chaudières suivantes, il se dépose du carbonate de soude, moins soluble que le carbonate de potasse, car, à la température de l'ébullition, le carbonate double de soude et de potasse ($NaO,CO^2 + KO,CO^2 + 12HO$) qui prend naissance par cristallisation à la température ordinaire, ne peut se former.

En continuant la concentration, le carbonate de potasse arrive entièrement débarrassé de carbonate de soude dans les dernières chaudières. On le chauffe alors au rouge sombre pour le dessécher et le granuler.

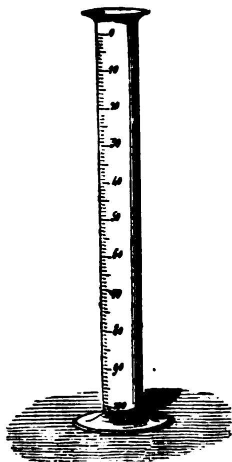
Par cette méthode, on arrive donc, comme vous le voyez, Messieurs, à isoler le sulfate, le chlorure, à obtenir la soude presque chimiquement pure, et la potasse à un degré de pureté tel

qu'elle entre dans la fabrication du cristal sans traitement préalable.

J'emprunte à M. Pesier un tableau qui présente la composition moyenne des principales potasses commerciales, et qui met en évidence un fait signalé implicitement par Descroizilles et par M. Berthier dans leurs analyses de cendres, à savoir que toutes les potasses, sans exception, renferment une certaine quantité de soude, qui va de 6 millièmes à 4 ou 5 centièmes. Quelques-unes en contiennent même jusqu'à 24 pour 100. La présence de cette base dans les potasses s'explique facilement par l'existence dans le sol des sels sodiques en proportions notables. (*Voir le Tableau page* 484.)

Les parties alcalines étant les seules utiles au blanchisseur, au teinturier, au savonnier, etc., et la valeur commerciale des diverses espèces de potasse étant, toutes choses égales d'ailleurs, en raison directe de la quantité réelle d'alcali pur qu'elles renferment, on a cherché, depuis longtemps, les moyens de déterminer facilement les proportions qu'elles en contiennent, afin d'établir leur valeur relative et de pouvoir proportionner la quantité qu'on doit employer de chacune d'elles à la nature des matières sur lesquelles on veut les faire agir.

Ce problème a été résolu par Vauquelin. Ce fut lui qui, en 1801, eut recours aux acides, comme le moyen le plus précis et le plus à la portée des commerçants et des industriels, de connaître la valeur intrinsèque des potasses. Plus tard, en 1804, Descroizilles, de Rouen, guidé par les travaux de Vauquelin, imagina un instrument particulier, qui a été adopté sous le nom d'*alcalimètre*, et qui peut être considéré comme l'une des plus utiles applications de la chimie aux besoins du commerce et de l'industrie.


*Fig*. 204.

L'*alcalimètre* est fondé sur ce principe, que les diverses quantités d'alcali pur ou de carbonate que renferment les potasses du commerce sont proportionnelles aux quantités d'acide qu'elles exigent pour leur saturation. — Cet instrument consiste en un tube de verre (*fig*. 204) de 25 centimètres de hauteur sur 2 de diamètre intérieur, porté sur un pied, de manière à pouvoir se tenir verticalement; son bord supérieur est renversé et enduit d'une légère couche de cire, afin d'éviter l'adhérence des liquides. Ce tube est gradué, à partir du haut, en 100 parties ou degrés dont chacun contient un demi-gramme d'eau distillée, et représente une capacité d'un

COMPOSITION MOYENNE EN CENTIÈMES DES PRINCIPALES POTASSES DU COMMERCE.

| NOMS des PRINCIPES CONSTITUANTS. | TOSCANE. | RUSSIE. | AMÉRIQUE | | VOSGES. | POTASSE DE MÉLASSE DE BETTERAVES. | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | ROUGE. | PERLASSE. | | SALIN BRUT. | ORDINAIRE ÉPURÉE. | ÉPURÉE pour cristallerie. |
| Sulfate de potasse.......... | 13,47 | 14,11 | 15,32 | 14,38 | 38,84 | 5,00 | 2,98 | 0,70 |
| Chlorure de potassium..... | 0,93 | 2,09 | 8,15 | 3,64 | 9,16 | 17,00 | 19,69 | 1,70 |
| Carbonate de potasse....... | 74,10 | 69,61 | 68,04 | 71,38 | 38,63 | 35,00 | 53,00 | 95,24 |
| Carbonate de soude........ | 3,01 | 3,09 | 5,85 | 2,31 | 4,17 | 16,00 | 23,17 | 2,12 |
| Substances insolubles...... | 0,65 | 1,21 | 2,64 | 0,44 | 2,66 | 18,00 | » | » |
| Humidité................. | 7,28 | 8,82 | » | 4,56 | 5,34 | 9,00 | » | » |
| Acide phosphorique, chaux, silice, etc., perte........ | 0,54 | 1,07 | » | 3,29 | 1,20 | » | 0,26 | 0,24 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |
| Degrés alcalimétriques.... | 56° | 53°,1 | 55° | 54°,4 | 31°,6 | 40° | 59°,7 | 69°,5 |

demi-millilitre. On emplit ce tube jusqu'au 0 d'une liqueur acide qui porte le nom de *liqueur alcalimétrique.* Voici comment on la prépare :

Dans une carafe A (*fig.* 205), contenant un litre jusqu'au trait BC gravé sur le col, on verse environ un demi-litre d'eau distillée, puis on y ajoute lentement 100 gr. d'acide sulfurique pur et marquant bien 66 degrés ; on imprime à la carafe un mouvement giratoire, afin de mélanger l'acide à l'eau. On rince, à plusieurs reprises, le vase qui contenait l'acide, et on réunit toutes les eaux de lavage dans la carafe ; on remplit celle-ci avec de l'eau jusqu'au trait BC, on agite pour rendre la liqueur homogène, et on la laisse revenir à la température ambiante ; alors on rétablit avec de l'eau le niveau qui s'était abaissé au-dessous du trait BC par suite du refroidissement. Cette *liqueur d'épreuve* doit être conservée dans un flacon bouché à l'émeri.

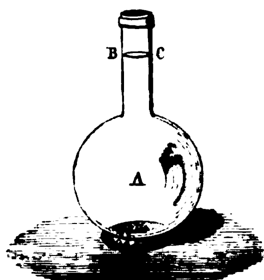



*Fig.* 205.

Maintenant, pour faire l'essai d'une potasse du commerce, on commence par en peser avec soin 10 grammes ; on les place dans un vase

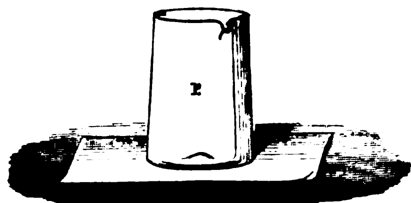



*Fig.* 206.

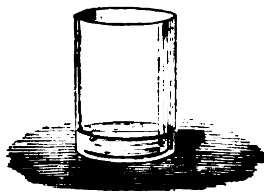


*Fig.* 207.

cylindrique à bec (*fig.* 206), avec un demi-décilitre d'eau distillée, et on agite avec un tube de verre pour favoriser la dissolution ; lorsqu'elle est opérée, on ajoute de nouveau dans le vase un demi-décilitre d'eau pour compléter le volume d'un décilitre, et, après avoir bien mélangé, on laisse déposer. La liqueur étant éclaircie, on en mesure exactement un demi-décilitre qu'on verse dans un verre (*fig.* 207). C'est sur cette portion du liquide, qui contient la moitié des 10 grammes de potasse, c'est-à-dire 5 grammes, qu'on opère la saturation au moyen de la *liqueur alcalimétrique.*

Pour cela, on fait tomber celle-ci goutte à goutte dans la solution de potasse, en ayant soin de l'agiter pendant ce temps avec une baguette de verre pour faciliter le dégagement de l'acide carbonique. Lorsqu'on voit l'effervescence diminuer, il faut ajouter la liqueur d'épreuve avec encore plus de précaution, agiter continuellement, et essayer de temps

en temps si l'on approche du point de saturation. On reconnaît aisément ce point en disposant sur une soucoupe de porcelaine plusieurs gouttes de sirop de violettes, puis avec l'extrémité de l'agitateur en verre, on y porte une goutte de la solution à essayer, et on mêle les gouttes ensemble. Tant que la saturation n'est pas complète, la couleur bleue du sirop de violettes passe au vert; mais cette disposition s'affaiblit à mesure que l'on ajoute de l'acide, et il arrive un moment où la couleur cesse de verdir sans tourner au rouge. Afin d'être plus certain de la neutralisation, on est dans l'usage d'ajouter de la liqueur alcalimétrique jusqu'à ce que le sirop de violettes tourne et reste au rouge. On emploie aussi la teinture et le papier de tournesol pour déterminer le point de saturation. On verse la teinture de tournesol dans la solution de potasse, de manière à la colorer en bleu; cette couleur passe d'abord au pourpre, puis au rouge; ce n'est que lorsqu'elle a atteint la couleur *pelure d'oignon* qu'on peut regarder l'essai comme terminé.

On replace alors l'alcalimètre dans sa position verticale, et l'on observe sur l'échelle graduée le niveau de la liqueur d'épreuve qui reste dans le tube. La division à laquelle il correspond indique le *degré alcalimétrique* de la potasse qu'on examine. Il est évident, d'après ce qui précède, que chaque degré de l'alcalimètre, qui contient un demi-gramme de liqueur d'épreuve, contient, par conséquent, un demi-décigramme ou 1/10 de son poids d'acide sulfurique à 66 degrés; et comme la saturation est faite sur un demi-décilitre de solution renfermant 5 grammes ou 100 demi-décigrammes de potasse, il en résulte que chaque degré de l'alcalimètre contient en acide sulfurique 1/100 du poids de la potasse. Lors donc que l'on trouve qu'une potasse exige, pour sa neutralisation, 60 divisions ou degrés de liqueur alcalimétrique, cela indique qu'elle sature 60/100 d'acide sulfurique à 66 degrés. On dit alors qu'elle marque 60 *degrés alcalimétriques.*

Connaissant la quantité d'acide sulfurique à 66 degrés pour la saturation exacte de la potasse du commerce qu'on essaie, il devient facile de connaître soit la quantité de potasse pure, soit celle de carbonate de potasse qu'elle contient; car, d'après la composition de l'acide sulfurique à 66 degrés, et celle du sulfate de potasse, on trouve que chaque degré de l'alcalimètre correspond à $0^{gr},048$ de potasse pure, et à $0^{gr},0704$ de carbonate de potasse. Il suffira donc de multiplier le nombre de degrés obtenus dans l'essai par 0,048 pour avoir la quantité réelle de potasse pure contenue dans 5 grammes, ou par 0,0704 pour avoir la proportion de carbonate de potasse pur. Ainsi :

$60^\circ \times 0^{gr},048 = 2^{gr},880$ de potasse pure dans les 5 gr. de potasse essayée, ou $2,880 \times 20 = 57^{kil},60$ pour 100 kilogrammes de potasse titrée;

Comme

$60^\circ \times 0^{gr},0704 = 4^{gr},224$ de carbonate de potasse dans les 5 gr. de potasse essayée, ou $4,224 \times 20 = 84^{kil},48$ pour les 100 kilogr. de potasse titrée.

Ce procédé, comme vous le voyez, nécessite un petit calcul pour faire connaître la richesse absolue en alcali ou en carbonate d'une potasse du

commerce, et, sous ce rapport, il était utile de le perfectionner. C'est ce qu'a fait Gay-Lussac en 1828. L'innovation la plus remarquable qu'ait introduite cet illustre savant dans le procédé de Descroizilles, consiste à substituer, au poids de 5 grammes pris arbitrairement par ce dernier pour la potasse, celui de $4^{gr},8$, qui représente la proportion d'alcali pur que peuvent exactement saturer 5 grammes d'acide sulfurique à 66 degrés, quantité qui forme comme l'unité de la liqueur alcalimétrique ; si donc la potasse soumise à l'essai était parfaitement pure, elle absorberait complétement les 100 parties de liqueur que contient l'alcalimètre, et si elle renfermait 20 pour 100 de matières étrangères, la saturation n'en exigerait que 80 parties. Le titre de la potasse, dans ce cas, fait connaître immédiatement la proportion d'alcali pur qu'elle contient. D'après cela, une potasse quelconque, essayée sous le poids de $4^{gr},8$, renfermera, au quintal métrique, autant de kilog. de potasse pure qu'elle saturera de centièmes d'acide, et ce nombre de kilog. exprimera son *titre pondéral.*

Sous ce rapport, le procédé de Gay-Lussac est bien supérieur à celui de Descroizilles. Toutefois, pour le rendre encore plus précis, Gay-Lussac a conseillé plusieurs précautions qu'il est utile de vous indiquer.

Ainsi, au lieu de peser $4^{gr},8$ de potasse, on en pèse dix fois plus, c'est-à-dire $48^{gr}$, qu'on dissout dans l'eau de manière que le volume de la dissolution soit d'un demi-litre ou de 500 centimètres cubes. Le dixième de ce volume renfermera $4^{gr},8$, quantité qui, comme je viens de le dire, est précisément celle qui doit saturer les 5 grammes d'acide sulfurique ou les 100 degrés de la liqueur d'épreuve, quand la potasse est absolument pure.

Pour faire commodément la dissolution de la potasse, on se sert d'une éprouvette à pied I (*fig.* 208) contenant un demi-litre d'eau jusqu'au trait circulaire JK. On met dans cette éprouvette les $48^{gr}$ de potasse ; on ajoute de l'eau ; on remue avec un tube de verre, et lorsque la dissolution est effectuée, on complète le volume de demi-litre qu'elle doit avoir, en mêlant bien toutes les couches du liquide, afin qu'elles aient la même richesse en alcali. On prélève alors 50 centimètres cubes de la liqueur, au moyen d'une pipette (*fig.* 209), et cette mesure représente exactement $4^{gr},8$ de potasse. C'est sur elle qu'on procède à l'essai au moyen de la liqueur d'épreuve, ainsi qu'il a été dit plus haut.

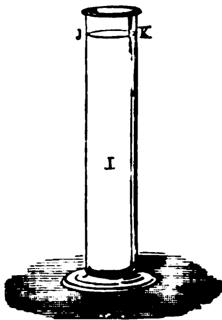


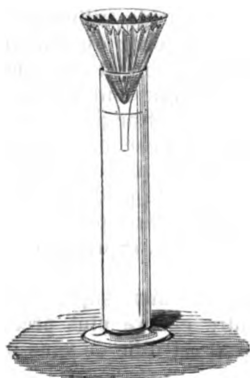
*Fig.* 208.

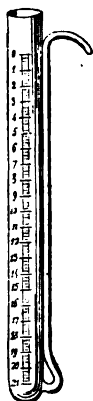


*Fig.* 209.

Quand la potasse à essayer contient une quantité notable de matières insolubles, il faut les séparer de la dissolution, car elles changeraient son volume. Pour cela, on met les $48^{gr}$ de potasse dans un verre avec un quart de litre d'eau, et, quand la dissolution en est opérée, on décante

sur un filtre placé sur une grande éprouvette à pied (*fig.* 210); on lessive le résidu avec de petites quantités d'eau qu'on laisse séjourner sur lui pendant 8 à 10 minutes, jusqu'à ce que la dernière eau de lavage ne teinte plus en bleu le papier rouge de tournesol. Toutes les liqueurs ayant passé sur le filtre, et ce dernier étant bien lavé de manière à ne retenir aucune trace d'alcali, on évapore doucement dans une capsule de porcelaine de manière à ramener le volume à 500 centimètres cubes; la dissolution de l'échantillon de potasse est alors préparée.


*Fig.* 210.


*Fig.* 211.

Gay-Lussac a remplacé l'alcalimètre à pied de Descroizilles par une burette en cristal (*fig.* 211), divisée aussi en 100 parties ou 100 demi-centimètres cubes, à laquelle se trouve adapté un tube très-mince, légèrement courbé vers le haut, qui sert à faire couler hors de l'instrument la liqueur d'épreuve. Le bec de ce tube est enduit d'une légère couche de suif ou de cire. Toutes les gouttes qui sortent par ce tube, étant sensiblement de même grosseur, on peut subdiviser facilement chaque division en autant de parties qu'elle contiendra de gouttes. On trouve, par exemple, qu'il faut de 6 à 10 gouttes, selon le diamètre du bec, pour faire une division. C'est un moyen d'apporter encore plus de précision dans l'essai.

La présence de la soude normale dans les potasses, non moins que la fraude, a fait sentir la nécessité d'une opération complémentaire de l'alcalimétrie pour déterminer leur valeur. Nous verrons bientôt, en effet, que la soude ne peut pas se substituer à la potasse dans toutes ses applications, que son prix est relativement très-inférieur, et qu'elle sature plus d'acide sous le même poids, en d'autres termes qu'elle marque plus de degrés à l'alcalimètre, circonstance aggravante quand il s'agit d'un corps qui passe facilement inaperçu en mélange et quand le prix se règle par le titre alcalimétrique. 100 kilogr. d'oxyde de potassium ne neutralisant que 104 kilogr. d'acide sulfurique, ne peuvent donner que 104 degrés; 100 kilogr. d'oxyde de sodium neutralisent 156,96 du même acide et titrent conséquemment 156°,96. Quand on tient à des données positives, la connaissance des degrés alcalimétriques est donc insuffisante.

M. Pesier a donné aux chimistes et aux industriels un moyen

facile de compléter l'analyse. Sa méthode d'essai s'appuie sur les faits suivants :

1° L'eau se sature très-rapidement de sulfate de potasse par son agitation avec ce sel *employé en poudre fine ;*

2° Une solution saturée de sulfate de potasse pur possède une densité toujours constante lorsqu'elle est faite à la même température ;

3° Le sulfate de soude, en se dissolvant dans cette solution saturée, en augmente la densité progressivement avec sa quantité. L'effet qu'il produit est d'autant plus sensible que la solubilité du sulfate de potasse est accrue de beaucoup par sa présence.

Cet accroissement de densité se constate rapidement à l'aide d'un aréomètre spécial dont la graduation a été déterminée par des essais synthétiques et auquel a été donné le nom de *natromètre.*

On comprend que les résultats sont les mêmes si, au lieu de prendre les sulfates tout formés, on les engendre en décomposant des carbonates ou des chlorures par l'acide sulfurique.

On opère sur 50 gram. de potasse qu'on place dans une capsule de porcelaine ; on les traite à chaud par un léger excès d'acide sulfurique, afin de transformer en sulfate tout l'alcali à essayer (potasse et soude) ainsi que les chlorures. On neutralise ensuite par du carbonate de potasse

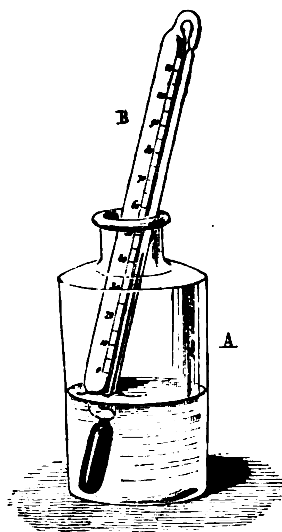



*Fig.* 212.

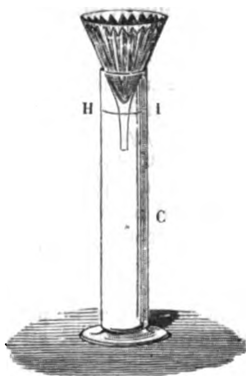



*Fig.* 213.

pur en se servant du flacon A (*fig.* 212), on ramène la liqueur à la température ambiante (ce que l'on constate au moyen d'un thermomètre B), on agite soigneusement, on filtre en décantant, on lave le dépôt avec une solution saturée de sulfate de potasse pur de manière à compléter un volume déterminé par un trait HI sur l'éprouvette à pied C (*fig.* 213), puis,

après avoir mêlé les différentes couches de liquide, on y plonge le natromètre. Cet instrument (*fig.* 214) porte deux échelles contiguës dont les zéros coïncident; l'une teintée de rose, *celle des températures*, indique pour chaque degré du thermomètre les points d'affleurement dans une solution saturée de sulfate de potasse pur; les divisions de l'autre (*échelle sodique*) indiquent des centièmes de soude. L'observation se fait sur l'échelle rose considérée comme mesure à divisions égales. Si la potasse essayée est pure, l'instrument affleurera au degré de température auquel on a fait l'expérience. Si elle contient de la soude, on trouvera quelques degrés en sus dont le nombre mis en regard de l'échelle sodique montre les centièmes d'oxyde du mélange. Des tables établies par l'auteur (1) font connaître le nombre de degrés alcalimétriques, les quotités de carbonate, de sulfate ou de chlorure correspondant à chaque centième de soude.



*Fig.* 214.

Ce procédé, d'une exécution bien facile déjà, peut être simplifié toutes les fois que l'on s'adresse à une potasse où le chlorure est peu abondant, et cela par suite de ces observations que le chlorure de potassium, en se dissolvant dans une solution saturée de sulfate de potasse pur, déplace une partie de ce sel et n'augmente pas sensiblement, même à forte dose, la densité de la liqueur, que de plus ses effets ne sont pas beaucoup plus marqués, mais en sens inverse, en présence du sulfate de soude.

Pour l'essai des potasses épurées et des potasses exotiques on peut donc se dispenser de la décomposition au feu. On pèse 50 grammes de potasse; on l'introduit dans le flacon A (*fig.* 212), où on la fait dissoudre dans environ 2 décilitres d'eau; on neutralise exactement par l'acide sulfurique. Comme la réaction a produit de la chaleur et qu'il est nécessaire de ramener à la température de l'atmosphère, pour opérer plus vite on plonge le vase dans de l'eau de puits et on agite de temps en temps. Quand un thermomètre placé dans le flacon y indique le même degré qu'il marquait dans l'air, on filtre dans l'éprouvette C (*fig.* 213), en complétant en plusieurs fois le volume de 300$^{cc}$, jusqu'au signe de repère, à l'aide de la solution saturée de sulfate de potasse avec laquelle le dépôt a été agité.

Cela fait, il ne reste plus qu'à fermer l'orifice de l'éprouvette avec la main, à la secouer et à y plonger le *natromètre*. On y lit la quantité de soude, comme je viens de l'indiquer tout à l'heure.

Après avoir déterminé la quantité de soude, il devient facile de connaître la proportion de potasse en consultant les tables. Supposons que l'alcali soumis à l'essai ait un titre de 60° et que l'on ait trouvé 8 centièmes de soude. En regard des 8 centièmes on voit qu'ils représentent 12°,55 à l'alcalimètre et équivalent à 13,66 de carbonate de soude. Retranchant ces 12°,55 du degré total 60°, le reste seulement, 47°,45, est attribuable à la potasse. Une deuxième table montre que ces 47,45 sont produits par 66,99 de carbonate de potasse. La composition du produit

---

(1) Mémoires de la Société impériale d'agriculture, sciences et arts de Valenciennes, t. V, p. 144.

en alcalis titrants est donc connue, elle est en 100 parties de 66,99 de carbonate de potasse et de 13,66 de carbonate de soude.

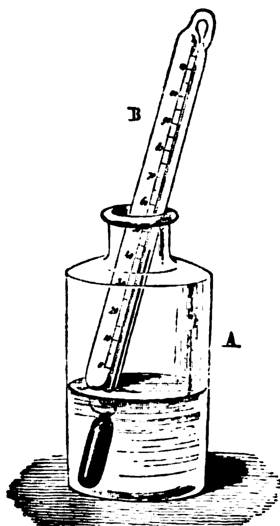



*Fig.* 212.

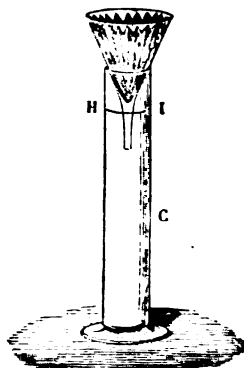



*Fig.* 213.

Comme il peut être utile de connaître la valeur alcalimétrique des diverses espèces de potasse du commerce, j'en donne ici l'indication :

| | | | |
|---|---|---|---|
| | | TITRE À L'ALCALIMÈTRE. | |
| Potasse d'Amérique. | 1re sorte | 60 à 63° | couleur faible au dehors, très-rouge à l'intérieur des morceaux. |
| | 2e sorte | 52 à 56° | couleur plus foncée. |
| | 3e sorte | 50 à 55° | couleur foncée gris-jaunâtre, rouge violette et brun noirâtre. |
| Potasse perlasse. | 1re sorte | 55 à 60° | couleur blanche, quelquefois légèrement azurée. |
| | 2e sorte | 35 à 45° | |
| | 3e sorte | 25 à 40° | |
| Potasse de Russie ou de St-Pétersbourg | | 54 à 58° | d'un blanc bleuâtre. |
| Potasse de Pologne ou Podschinski (1). | | 55 à 60° | couleur blanche, quelquefois légèrement azurée. |
| Potasse de Riga | | 30 à 50° | |
| Potasse de Finlande | | 65 à 66° | |

(1) Cette potasse est aussi appelée *potasse de paille*, parce que c'est surtout avec les cendres de sarrasin ou *blé noir* qu'on l'obtient.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Potasse de Toscane.. | blanche ...... | 50 à 55° | d'un blanc bleuâtre très-pâle. |
| | grise ......... | 55 à 60° | blanc bleuâtre prononcé. |
| | bleue......... | 50 à 55° | d'un bleu clair, nuance de l'azur pâle. |
| | violette....... | 60 à 63° | teinte violette. |
| Potasse de Dantzick. | blanche ...... | 45 à 52° | » |
| | bleue......... | 45 à 52° | » |
| Potasse de Trèves ou du Rhin....... | | 45 à 52° | d'un bleu prononcé. |
| Potasse des Vosges ................. | | 40 à 45° | d'un gris bleuâtre terne. |
| Cendres gravelées.. | autrefois...... | 70 à 75° | blanc mêlé de vert. |
| | actuellement.. | 30 à 50° | |
| Salin brut de betteraves ........... | | 34 à 50° | d'un gris cendré ou noirâtre. |
| Potasse de betteraves épurée ordinaire | | 56 à 60° | d'un blanc grisâtre. |
| *Id.* *Id.* épurée pour cristallerie | | 69°,5 | couleur blanche. |

En général, les potasses d'Amérique sont caustiques, les autres carbonatées.

---

# VINGTIÈME LEÇON.

## SUITE DES COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA Ire SECTION.

SOMMAIRE. — Des diverses espèces de soudes. — Soudes naturelles, et en particulier de la soude de varechs. — De l'IODE qu'elle fournit. — Étude de l'IODE et de ses belles applications. — Du BRÔME. — Du NATRON. — Soudes artificielles. — Préparation des lessives caustiques et des alcalis purs. — Théorie de la caustification. — Des HYDRATES de potasse et de soude. — Extraction du *potassium* et du *sodium*. — Fabrication industrielle du *sodium*.

Il y a deux genres de soudes commerciales : les soudes, dites *naturelles*, et les *soudes artificielles*. Leur fabrication est notablement différente de celle de la potasse.

1. *Soudes naturelles*. Ces soudes sont obtenues par l'incinération des plantes qui croissent sur les plages de la mer ou sur les bords des étangs salés. Lorsqu'elles ont atteint leur plus grand développement, on les fait sécher de la même manière que le foin, et on les brûle dans des fosses, en plein air. On entretient la combustion

pendant plusieurs jours, en ajoutant successivement de nouvelles plantes. La chaleur s'élève au point de fondre la cendre ; on laisse refroidir la masse, qui est dure, compacte, à demi fondue, colorée en brun ou en gris par du charbon ; on la casse par morceaux pour en faciliter le transport, et on l'embarille.

Les plantes que l'on utilise surtout pour l'obtention de ce produit varient suivant les pays.

Ainsi, en Espagne, ce sont les diverses espèces de *barilles* ou *salsola ;*

A Ténériffe, c'est principalement une petite plante grasse et charnue, la *ficoïde glaciale* ou *mesembryanthemum cristallinum* des botanistes ;

En Languedoc et en Provence, ce sont des *salicors*, des *chénopodiums*, des *arroches ;*

Sur les côtes de Bretagne et de Basse-Normandie, notamment aux environs de Brest et de Cherbourg, ce sont exclusivement les *varechs*, *fucus* ou *goëmons*, plantes cartilagineuses et bizarrement conformées, qui croissent en abondance dans la mer, et que celle-ci rejette sur ses bords, ou découvre à marée basse. De là, le nom de *soude de varechs*, qu'on appelle *Kelp* en Angleterre et en Écosse (1).

Ces soudes naturelles ont une composition beaucoup plus complexe que les potasses. Voici toutes les matières qu'on y trouve :

| SOUDES D'ESPAGNE. | SOUDES DE VARECHS. | |
|---|---|---|
| Carbonate de soude (dominant). | Carbonate de soude....... | 2 p. % |
| Sulfate de soude. | Sel marin................ | de 33 à 75 p. % |
| Sel marin. | Sulfate de potasse........ | |
| Sulfure de sodium. | Chlorure de potassium.... | |
| Carbonate de chaux. | Carbonate de chaux...... | de 42 à 67 p. % |
| Alumine et silice unies en partie à la soude. | Oxysulfure de calcium.... | |
| Oxyde de fer. | Phosphates de chaux et de magnésie............. | |
| Charbon. | Silice et charbon......... | |
| Phosphates de chaux et de magnésie. | Iodures et bromures alcalins ......... | quelq. millièmes. |

(1) Tous les ans, des ouvriers, nommés *barilleurs*, viennent des environs de Brest et de Cherbourg récolter le varech qui couvre les rochers submergés de Chausey, et le brûler pour en faire de la soude. A cet effet, ils se dispersent sur divers points de l'archipel par ateliers de six hommes, et construisent au centre du rayon qu'ils veulent exploiter une espèce de tanière où ils se retirent pendant la nuit. A mer basse, ils se rendent sur les rochers, les dépouillent de leurs fucus, et en forment de grands tas que soutiennent à la surface de l'eau les nombreuses vésicules aériennes de ces plantes marines. Ils dirigent ces espèces de radeaux vers le lieu qu'ils ont choisi, et, après avoir mis leur récolte hors de la portée des

Vous voyez que les soudes naturelles sont essentiellement constituées par du carbonate de soude. Il faut en excepter les soudes de varechs, puisque ce sel alcalin est la matière la moins abondante, aussi ont-elles des usages spéciaux, en raison de leur richesse en sels de potasse.

A l'aide de lessivages méthodiques pratiqués comme pour les potasses de betteraves, on leur enlève tous les sels solubles qu'on ramène à l'état solide par évaporation dans des chaudières en tôle. Ces sels blancs portent dans le commerce le nom de *sels de varechs*. Voici comment ils sont composés, d'après mes analyses :

| NOMS des PRINCIPES CONSTITUANTS. | SELS RAFFINÉS DE VARECHS DE CHERBOURG. I | II | de GRANVILLE. |
|---|---|---|---|
| Eau | 5,00 | 8,00 | 5,00 |
| Sulfate de potasse | 22,19 | 42,54 | 13,50 |
| Chlorure de potassium | 16,00 | 19,64 | 15,60 |
| Sel marin | 45,78 | 25,38 | 65,68 |
| Carbonate de soude | 9,53 | 3,71 | 0,22 |
| Matières insolubles | 1,50 | 0,73 | » |
| Iodures solubles | traces. | traces. | traces. |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Ces sels ont donc une grande importance par leur richesse en potasse, aussi les applique-t-on à la fabrication de l'alun, du salpêtre, du verre à bouteilles. On trouve aujourd'hui un avantage réel à isoler le sulfate de potasse et le chlorure de potassium, pour les faire servir à part dans les industries spéciales qui les réclament, et, pour cela, on tire parti des différences de solubilité qu'ils présentent, à froid et à la température de l'ébullition.

Mais ce qui donne à la soude de varechs un intérêt encore plus

vagues, ils l'étendent sur la grève. Lorsque la dessiccation des fucus est complète, ils y mettent le feu et recueillent les cendres dans un petit fourneau où elles se fondent et se prennent en masses connues dans le commerce sous le nom de *soude de varechs*. Les feux des barilleurs, avec leur clarté rougeâtre pendant la nuit, leurs longues colonnes de fumée pendant le jour, produisent au milieu des rochers un effet très-pittoresque; mais l'odeur de cette fumée est des plus désagréables, et dans le pays on la regarde bien à tort, il est vrai, comme pouvant engendrer toute sorte de maladies. (Quatrefages, *Souvenirs d'un naturaliste*, t. I, p. 35. Paris, 1854, 2 vol. in-18. Librairie Victor Masson.)

grand, c'est qu'elle renferme, en petites quantités, il est vrai, deux des éléments les plus singuliers ; l'*iode* et le *brôme*, sur lesquels je dois vous donner quelques renseignements.

En 1811, un salpêtrier de Paris, nommé Courtois, ayant chauffé par hasard avec un peu d'acide sulfurique la lessive de cette soude qui refusait de donner de nouveaux cristaux, remarqua qu'il s'en dégageait des vapeurs, d'une superbe couleur violette, qui, par leur refroidissement, déposaient des lames grisâtres très-brillantes et comme métalliques. Il ne signala ce phénomène au monde savant que dans les derniers jours de 1813.

Aussitôt plusieurs chimistes célèbres, et entre autres Gay-Lussac, et sir H. Davy qui se trouvait alors à Paris, s'empressèrent d'examiner la nouvelle substance. Un mois s'était à peine écoulé depuis la communication de Courtois à l'Institut, que la science possédait une histoire complète d'un nouvel élément, grâce à l'habileté peu commune de Gay-Lussac. Le chimiste français, après avoir signalé les grands points de ressemblance du nouveau corps avec le chlore, lui imposa le nom d'*iode*, tiré d'un mot grec qui veut dire *violet*, pour rappeler la couleur admirable de sa vapeur, qui suffit pour le faire distinguer de toutes les substances connues.

Les autres caractères de l'iode ne sont pas moins remarquables. Il s'offre sous la forme d'écailles ou de paillettes micacées, d'un noir bleuâtre, d'aspect métallique, et d'une grande densité, puisqu'elles pèsent 4,95. Il ne fond qu'à + 107°, et se réduit en gaz vers + 175 ou 180°. Il a une odeur forte qui rappelle celle du chlore, et une saveur âcre et persistante. C'est un poison violent. Il tache la peau et le papier en jaune foncé, mais cette coloration n'est qu'éphémère : elle disparaît bientôt par la vaporisation de l'iode.

Il est très-peu soluble dans l'eau, mais il l'est beaucoup, au contraire, dans l'esprit de vin qu'il colore en brun rougeâtre, et dans le sulfure de carbone auquel il donne une magnifique couleur violette, même aux plus petites doses.

Il présente, d'ailleurs, les principales propriétés du chlore, car il se comporte comme lui avec la plupart des autres corps simples ou composés, avec les matières colorantes ; et les produits qu'il donne offrent la plus grande analogie avec les produits correspondants du chlore. Ainsi, comme ce dernier, il a peu d'affinité pour l'oxygène ; mais il a une tendance énergique pour l'hydrogène, avec lequel il forme un hydracide semblable à l'acide chlorhydrique.

S'unissant aussi très-facilement avec les métaux, il produit avec quelques-uns des *iodures* qui sont remarquables par leurs

belles couleurs. C'est ainsi qu'avec le mercure il donne naissance à l'une des couleurs rouges les plus brillantes; qu'avec le plomb, il constitue l'un des plus jolis produits de nos laboratoires.

L'*iodure de plomb* PbI est, en effet, sous la forme de paillettes hexagonales souvent très-larges, d'un jaune d'or magnifique, et très-brillantes. On les obtient en mêlant des dissolutions très-étendues et bouillantes d'azotate de plomb et d'iodure de potassium. Par une double décomposition



$$PbO,AzO^5 + KI = KO,AzO^5 + PbI,$$

il se fait de l'iodure de plomb, mais il ne se dépose que par le refroidissement en lamelles se déroulant en tous sens dans le liquide, de manière à former des ondes brillantes de l'aspect le plus agréable.

Cet iodure fournit à la peinture des tons de jaune-citron d'un éclat très-vif, mais qui, malheureusement, passent peu à peu aux rayons solaires, et brunissent par les émanations sulfureuses.

L'*iodure de mercure*, HgI, qui est d'un rouge écarlate superbe, se prépare par la double décomposition du perchlorure de mercure et de l'iodure de potassium :



$$HgCl + KI = KCl + HgI;$$

mais il faut avoir soin de ne pas verser dans la solution mercurielle un excès d'iodure de potassium, attendu que le bi-iodure de mercure formé se redissoudrait immédiatement, ainsi que je vous en administre la preuve. C'est que, dans ce cas, il se forme un iodure double de mercure et de potassium, qui est très-soluble. Les meilleures proportions à employer sont : 100 parties d'iodure de potassium et 80 parties de sublimé corrosif.

M. Bor, pharmacien à Amiens, a fait connaître, en 1842, des moyens de teindre et d'imprimer les étoffes de coton avec cette belle couleur, ainsi qu'avec l'iodure jaune de plomb. Les nuances sont assez solides. — Les peintres anglais ont voulu tirer parti de sa magnifique teinte rouge, et il y a 25 ans cette couleur, désignée sous le nom de *scarlet* (écarlate), a eu une très-grande vogue; mais on a dû y renoncer, parce qu'elle est trop vite noircie par la lumière; elle ne sert plus que pour l'aquarelle. Le *rouge d'iode de Heller* paraît moins altérable, ce qui est dû sans doute à son état moléculaire particulier; on l'obtient en saturant une solution concentrée et bouillante de sel ammoniac de bi-iodure de mercure, et en laissant refroidir. Il se dépose bientôt de très-beaux cristaux de bi-iodure de mercure, d'un rouge pourpre éclatant.

Un autre caractère distinctif de l'iode, non moins prononcé que les précédents, c'est de colorer en bleu ou en violet l'amidon ou

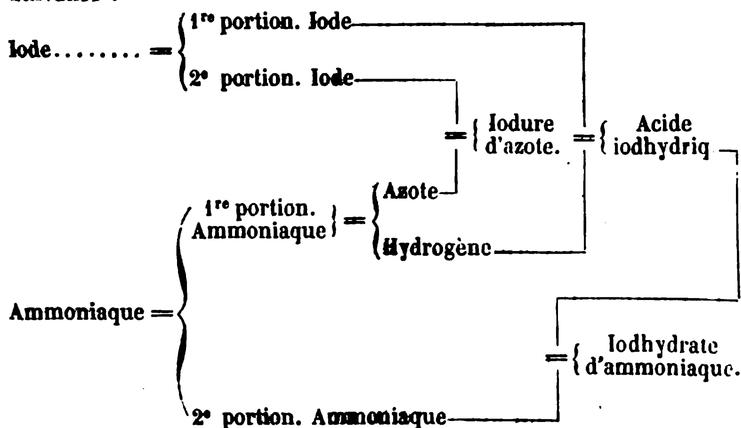
la fécule, et par suite toutes les substances végétales qui contiennent de ce principe immédiat. Voici de l'empois, de la colle de pâte, des tranches de pommes de terre, sur lesquels je vais verser quelques gouttes de solution alcoolique d'iode : aussitôt il va se produire une couleur bleue ou violette très-intense.

On peut donc, au moyen de l'iode, rechercher avec succès la présence de la fécule dans les tissus des plantes, comme on peut aussi, avec une décoction d'amidon, constater l'existence de l'iode libre dans les liquides. S'il s'y trouvait à l'état de combinaison, quelques gouttes de chlore le mettraient à nu. Cette réaction de l'iode sur l'amidon est si tranchée, si certaine, qu'un chimiste allemand s'est assuré que 1/550000 d'iode dissous dans l'eau est rendu sensible par la couleur bleue que l'eau d'amidon y développe. Certes, voilà un réactif précieux pour les recherches analytiques!

Une autre propriété non moins saillante de l'iode, c'est de donner naissance, par son agitation avec 15 ou 20 parties d'ammoniaque, à une poudre d'un noir rougeâtre qui détonne par le plus léger choc ou la chaleur. Le frottement d'une barbe de plume suffit pour produire cet effet, et souvent même son explosion a lieu spontanément quand elle est sèche ; aussi est-il impossible, pour ainsi dire, de la conserver.

Cette poudre fulminante est de l'*iodure d'azote*. Sa formation n'est pas difficile à concevoir. L'ammoniaque, mise en contact avec l'iode, se décompose en grande partie. Ses deux principes, en se combinant, chacun séparément, avec des proportions convenables du métalloïde, donnent lieu à l'iodure d'azote qui se dépose, et à de l'acide iodhydrique qui reste dans la liqueur avec une certaine quantité d'ammoniaque qui le sature.

Vous comprendrez plus facilement cette réaction par la légende suivante :



Je traduis cette légende par l'équation suivante :



$$4AzH^3 + 6I = AzI^3 + 3AzH^3,HI.$$

Comme les éléments qui composent l'iodure d'azote, $AzI^3$, sont enchaînés par une très-faible affinité, la plus légère chaleur en opère la séparation. Le frottement produit cet effet par le dégagement de calorique qu'il cause. L'iode, en s'isolant de l'azote, apparaît en belles vapeurs violettes ; et, dans un lieu obscur, on aperçoit une légère lueur au moment où la détonation s'accomplit.

C'est presque toujours à l'état d'iodures de potassium et de sodium que l'iode se rencontre dans la nature. Il existe dans les eaux de la mer, et, par suite, dans tous les fucus et autres plantes marines, dans les éponges, les polypiers, les mollusques marins, le foie des poissons. On en trouve également dans une infinité de sources salées, dans presque toutes les eaux sulfureuses des Pyrénées, du Piémont, de la Sardaigne. Les recherches de MM. Chatin et Marchand, de Fécamp, en ont aussi démontré la présence dans les eaux des principaux fleuves ou rivières, les eaux de puits et de sources, par suite dans toutes les plantes aquatiques et terrestres ; ils l'ont encore retrouvé dans l'air, et nécessairement dans les eaux de pluie et de neige, dans le sol arable, en proportions bien faibles, il est vrai, mais encore susceptibles d'être dosées. Les tourbes, les lignites, les houilles, l'anthracite, les minerais de fer et d'argent, en ont offert, de sorte qu'on peut regarder comme un fait général cette diffusion de l'iode dans la nature organique et inorganique.

M. Marchand en attribue l'origine aux vapeurs ou aux particules aqueuses qui s'échappent incessamment de la surface des mers, et qui, transportées sur les continents, retombent à l'état de pluie, de neige ou de grêle. Il est certain que les eaux de pluie et de neige contiennent généralement une proportion appréciable d'iode et même de brôme.

La découverte de l'iode doit faire époque dans la science, car des applications d'une haute importance pour l'humanité ont été la suite des travaux de Courtois et de Gay-Lussac.

Il n'est aucun de vous, Messieurs, qui n'ait entendu parler de ces tumeurs difformes, et souvent très-considérables, qu'on désigne sous le nom de *goîtres*. C'est surtout dans les pays de montagnes que cette singulière maladie se développe sous des influences encore bien peu connues des médecins. Dès le treizième siècle, on essayait de la combattre avec l'éponge calcinée, recommandée par Arnaud de Villeneuve. En 1819, Coindet, médecin de Genève, soupçonnant que la vertu de ce médicament dépendait de

la présence de l'iode, eut l'heureuse idée d'expérimenter avec ce corps même, et les résultats les plus merveilleux confirmèrent ses prévisions. Les goîtres les plus volumineux disparurent en très-peu de temps par l'usage de la teinture d'iode. L'efficacité de ce métalloïde contre ces tumeurs est aujourd'hui reconnue par tous les médecins, mais l'emploi de ce remède puissant exige la plus grande prudence, en raison de l'action remarquable qu'il exerce sur toutes les glandes. Il les dissout très-promptement, et occasionne quelquefois des désordres dans l'économie.

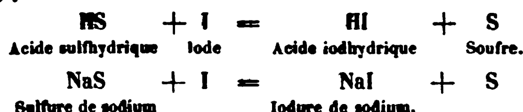
On applique encore avec succès l'iode et ses préparations au traitement des maladies scrofuleuses et syphilitiques, de l'hydrocèle, des affections goutteuses et tuberculeuses, des maladies de la peau. Un médecin américain, M. Brainard, a fait connaître, en 1853, que la solution alcoolique d'iode injectée sous la peau des animaux empoisonnés par le *curare*, ou introduite dans les morsures faites par les crotales, ces redoutables serpents du Nouveau-Monde, arrête immédiatement les effets de ces poisons si actifs. C'est ainsi que s'est réalisée l'espérance du docteur Coindet, qui disait, en terminant son premier mémoire de 1820 : « Cette substance mérite l'attention des médecins, et je ne doute pas qu'elle ne devienne, entre des mains habiles, un des plus puissants remèdes dont la chimie moderne ait enrichi la matière médicale. »

Dans ces derniers temps, deux nouvelles applications scientifiques de l'iode ont encore accru l'importance de cet élément. Daguerre en a tiré un merveilleux parti, concurremment avec le mercure, pour fixer sur une plaque d'argent la représentation des corps transmise par les rayons lumineux au moyen de la chambre noire. Le daguerréotype, la photographie sur verre et sur papier consomment actuellement une très-grande quantité d'iode.

D'un autre côté, Dupasquier, de Lyon (1), a fait servir la grande affinité de l'iode pour l'hydrogène et les métaux à la découverte et au dosage du soufre dans les eaux minérales sulfureuses. Si je verse de la solution alcoolique ou de la *teinture d'iode* dans de l'eau contenant de l'hydrogène sulfuré ou du sulfure de sodium, la teinture est subitement décolorée, comme vous le voyez, et en quantité d'autant plus grande que l'eau est plus riche en composé sulfuré. Cela provient de ce que l'iode s'empare de l'hydrogène de l'acide sulfhydrique, ou du métal du sulfure métallique, pour former de l'acide iodhydrique ou de l'iodure de sodium, soluble et incolore, tandis que le soufre se précipite en poudre blanche

(1) Alphonse Dupasquier, né à Chessy, près Lyon, le 27 août 1793, mort le 13 avril 1848, a illustré sa courte carrière par plusieurs travaux originaux de chimie analytique, de bons ouvrages sur l'hydrologie et par son remarquable enseignement à l'école de la Martinière de Lyon. M. Cap, son ami, a publié une intéressante notice sur ce chimiste plein d'ardeur que l'excès du travail a tué. (Voir *les Études biographiques pour servir à l'histoire des sciences*, 1re série CHIMISTES. — Paris, Victor Masson. 1857).

à cause de son extrême division. C'est ce qu'expriment les équations suivantes :



$$\underset{\text{Acide sulfhydrique}}{HS} + \underset{\text{Iode}}{I} = \underset{\text{Acide iodhydrique}}{HI} + \underset{\text{Soufre.}}{S}$$

$$\underset{\text{Sulfure de sodium}}{NaS} + I = \underset{\text{Iodure de sodium.}}{NaI} + S$$

Si donc il est possible de saisir bien nettement le terme où la décomposition du principe sulfuré est complète, il suffira, pour déterminer exactement la proportion du soufre de l'eau minérale, de connaître la quantité d'iode employée, attendu qu'on sait que 126gr de cet élément déplacent toujours de ses combinaisons 16gr de soufre.

Or, on trouve le moyen de mesurer cette action, dans la propriété que possède l'amidon de prendre une couleur bleue avec l'iode libre, et de ne pas se colorer avec l'acide iodhydrique et les iodures métalliques. D'après cela, si l'on met en contact la teinture d'iode avec une eau sulfureuse, à laquelle on a préalablement ajouté une petite quantité d'amidon, tant que l'iode n'aura pas entièrement décomposé le principe sulfureux, il n'en restera aucune portion libre, et la couleur bleue n'apparaîtra pas, ou bien elle disparaîtra rapidement par l'agitation du liquide ; mais elle se montrera subitement, au contraire, et persistera, aussitôt que la dernière trace du composé sulfuré aura disparu. Ainsi, la trace la plus minime d'iode, restant libre, suffira pour développer sur-le-champ cette couleur bleue, qui est l'indice certain du point où la décomposition est complète.

Vous concevez qu'en mesurant la quantité de teinture d'iode décolorée par l'eau minérale, il sera facile d'arriver, par un léger calcul, à la détermination de la proportion de soufre contenue dans cette eau. A l'aide d'un tube gradué, dont chaque degré représente 1 centigramme d'iode, rien n'est plus aisé que cette détermination. C'est en cela que consiste le *sulfhydromètre* que Dupasquier a proposé, en 1840, pour doser exactement le soufre des eaux sulfureuses. Cet instrument commode est une précieuse acquisition pour l'analyse chimique.

Les nombreuses applications de l'iode ont donné, depuis une vingtaine d'années surtout, un grand développement à l'extraction de l'iode et à l'exploitation des varechs. Cette exploitation occupe, sur les côtes de Bretagne et de Normandie, pendant une grande partie de l'année, trois à quatre mille familles. Elle consiste à rassembler les varechs, pour en opérer l'incinération et en livrer les cendres à l'industrie. Ces cendres ou soudes de varechs, habilement traitées dans les usines de MM. Cournerie, à Cherbourg, La Gilardais frères, à Vannes, Tissier aîné, au Conquet (Finistère), fournissent d'abord : du sulfate de potasse, du chlorure de potassium, du sel marin en abondance. Les dernières eaux-mères, dépouillées de tous ces produits, sont mises à bouillir avec de l'acide sulfurique dans une chaudière de fonte, pour détruire tous les sels étrangers (carbonate, sulfure, hyposulfite et sulfite

de soude), qui s'y trouvent encore ; on laisse refroidir et déposer la liqueur, que l'on soutire ensuite au clair. Additionnée d'eau jusqu'à ce qu'elle ne marque plus que 25°, on y fait passer un courant de chlore, afin de décomposer l'iodure de sodium et de mettre l'iode en liberté. La réaction se traduit ainsi :



$$NaI + Cl = NaCl + I.$$

La liqueur, traversée par les bulles de chlore, se colore fortement, se trouble ensuite et laisse bientôt déposer l'iode sous forme de poudre noire. On évite de mettre un excès de chlore, qui réagirait sur l'iode précipité et le convertirait en chlorure d'iode soluble et volatil.

L'iode étant réuni au fond de la liqueur que l'on fait écouler, on le lave par décantation à plusieurs reprises, on le laisse égoutter, puis on le dessèche sur des feuilles de papier non collé, posées sur une couche épaisse de cendres tassées dans une caisse. On le soumet enfin à la distillation dans des cornues de grès C, C (*fig.* 215) placées, en plus ou moins grand nombre, des deux côtés d'une grande chaudière B en fonte, remplie de sable. Cette chaudière fermée est disposée sur un fourneau.

Les vapeurs d'iode qui sortent des cornues se rendent dans des espèces de fontaines en grès A, A pourvues de couvercles mobiles et de faux-fonds percés de trous, par lesquels l'eau

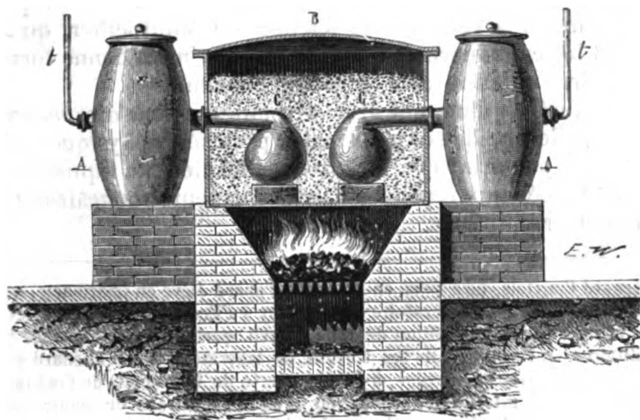



*Fig.* 215.

condensée s'égoutte. Ces fontaines sont munies de tubes *t*, *t*, destinés à conduire les vapeurs d'iode non condensées dans une sorte de chambre où elles se déposent.

Chaque cornue reçoit une charge de 20 kil. d'iode. On y fait

plusieurs distillations successives avant d'enlever les cristaux des récipients, afin de les avoir plus volumineux.

Cet iode est pur, lorsqu'il se dissout sans résidu dans l'esprit-de-vin, ou qu'il disparaît complétement quand on le chauffe dans un tube. Il se vend actuellement de 45 à 50 francs le kilogramme. Il a valu jusqu'à 145 fr.

Les trois établissements qui le livrent au commerce, donnent lieu à une main-d'œuvre d'autant plus précieuse pour les populations, qu'ils sont situés dans des contrées où il n'existe pas d'autres usines.

Voilà encore une industrie sortie de pied en cap des laboratoires. Courtois découvre l'iode en 1811, Gay-Lussac en fait l'histoire chimique complète en 1813, puis les industriels surviennent pour appliquer en grand ce que la science avait si bien décrit. Il est triste de penser que celui qui a ouvert la voie à tous ces beaux travaux, soit mort à Paris, le 27 septembre 1838, pauvre et ignoré, laissant une veuve sans aucune ressource, et réduite à vivre du travail de ses mains! Il en eût été autrement si, lors de sa découverte, Courtois, mieux avisé, eût pris un brevet d'invention (1).

Quant au BRÔME, cet autre métalloïde qui accompagne l'iode dans toutes ses conditions géologiques, et qu'on rencontre surtout dans une infinité de sources minérales de l'Allemagne et des Pyrénées orientales, sa découverte est beaucoup plus récente; elle ne date que de 1826; elle est due à M. Balard, alors préparateur de chimie à la Faculté des sciences de Montpellier, qui, en examinant les eaux-mères des marais salants, eut la bonne fortune d'y rencontrer et d'en isoler ce nouvel élément.

Son nom, dérivé d'un mot grec (*bromos*), qui veut dire *mauvaise odeur*, rappelle une de ses principales propriétés physiques; il a, en effet, une odeur infecte. Il est sous la forme d'un liquide rouge hyacinthe foncé, qui répand à l'air des vapeurs rougeâtres très-irritantes et irrespirables.

---

(1) Bernard Courtois, né à Dijon en 1777, fut d'abord élève en pharmacie, vint à Paris, où il entra dans le laboratoire de Fourcroy à l'École polytechnique, et, appelé aux armées par la réquisition de 1799, servit quelque temps dans les hôpitaux militaires. Il reprit ensuite ses travaux de laboratoire sous Thenard et Séguin; il eut part, avec ce dernier, à la découverte de l'alcaloïde de l'opium. En 1804, il établit une nitrière artificielle, où il obtint le nitrate de soude en décomposant le nitrate de chaux par les soudes de varechs; c'est en opérant sur ces soudes qu'il découvrit l'iode. Ruiné par les événements de 1815, il lutta longtemps contre l'infortune : ce fut seulement en 1831 que l'Académie des sciences lui décerna un prix de 6,000 francs. Des cotisations spontanées entre les savants, des secours obtenus de l'administration, sont enfin venus en aide à la veuve de Courtois, et plus récemment la Société d'encouragement vient d'assurer dignement l'existence de l'unique héritière de ce nom, cher à la science comme aux arts et à l'industrie.

Son action sur les êtres vivants est très-énergique. Aux doses les plus faibles, il détermine des accidents nombreux, tels que toux, éternument, difficulté de respirer, puis la mort dans un court espace de temps. Une goutte déposée dans le bec d'un oiseau le fait tomber sans vie. Appliqué sur la peau, il l'enflamme et l'ulcère profondément en la colorant fortement en jaune. En résumé, c'est un des poisons irritants les plus violents.

Ce liquide, dont la densité est de 2,99, bout à $+ 63°$ et se réduit complétement en une vapeur rutilante tout à fait semblable à celle de l'acide hypo-azotique. Par un froid de $-20°$, il se prend subitement en une masse dure, cristalline, d'apparence métallique et de couleur de gris de plomb foncé.

Il se dissout dans l'eau, et mieux encore dans l'esprit-de-vin et l'éther, qu'il colore en jaune rougeâtre.

Il décolore la teinture de tournesol et tous les autres liquides colorés.

Il a, d'ailleurs, toutes les propriétés du chlore et de l'iode, et sa place, dans la classification méthodique, est marquée entre ces deux métalloïdes. Cette communauté de propriétés entre ces trois substances avait même fait penser, dès les premiers instants de la découverte du brôme, que ce corps pouvait bien n'être qu'un chlorure d'iode. Mais cette idée a été dissipée par toutes les expériences auxquelles on a soumis le brôme, qui s'est toujours comporté comme un principe élémentaire.

Le potassium dégage tant de chaleur et de lumière en s'unissant au brôme, qu'il en résulte une détonation assez violente pour briser les vases de verre dans lesquels on opère, et projeter au loin le produit de la combinaison.

Son extraction se fait concurremment avec celle de l'iode dans les établissements dont il a été question précédemment. Les eaux-mères de soude de varechs, d'où l'on a précipité l'iode au moyen du chlore, renferment du *brômure de magnésium*. On les évapore dans une chaudière de plomb recouverte d'un chapiteau, afin de préserver les ouvriers des vapeurs, si dangereuses, qu'elles émettent, puis on mélange le résidu avec du peroxyde de manganèse et de l'acide sulfurique, et on chauffe le tout dans une cornue EB placée au bain de sable A (*fig*. 216). On reçoit le brôme qui distille dans un ballon D refroidi, contenant de l'acide sulfurique, sous lequel le brôme plus dense vient se réunir. Quand l'opération est terminée, on sépare les deux liquides, et, pour avoir le brôme exempt d'eau, on le distille sur du chlorure de calcium dans un appareil en verre.

Bien que son prix soit très-élevé, on en consomme d'assez grandes quantités pour la préparation des épreuves photographiques. C'est par son intervention, avec celle de l'iode, qu'on est

parvenu à fixer les images sur les plaques d'argent, en moins d'une seconde. — Les médecins recourent très-fréquemment à l'emploi du brômure de potassium pour le traitement des maladies scrofuleuses et des affections pseudo-membraneuses. —

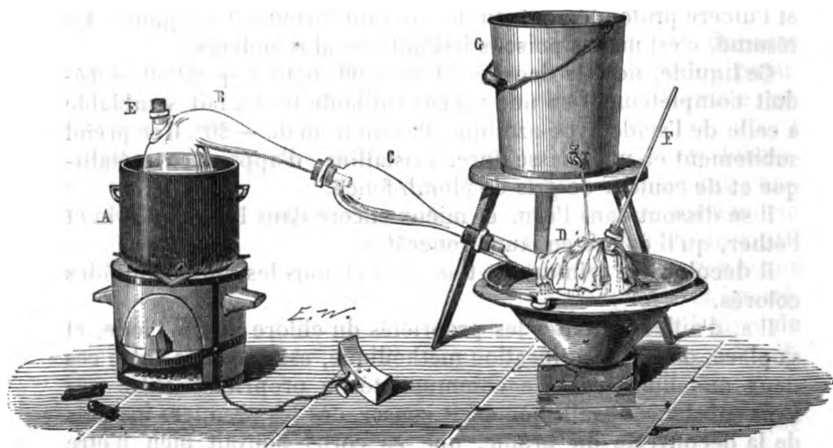



*Fig.* 216.

M. Duflos assure que l'eau chargée de brôme est un excellent mordant pour les planches de cuivre que l'on veut graver; son emploi ne donne lieu à aucun dégagement, et il n'y a, par conséquent, ni bulles, ni boursouflement, comme dans la gravure à l'eau forte.

Revenons maintenant aux soudes dont nous avons entrepris l'étude.

Nous devons rattacher aux soudes naturelles, un sel alcalin, connu dans le commerce sous le nom de *Natron*, qui diffère notablement par sa composition des soudes précédentes, puisqu'au lieu d'être du carbonate neutre, c'est un *sesquicarbonate*, c'est-à-dire contenant 1 fois 1/2 autant d'acide carbonique que celui-ci :

La formule du *carbonate neutre* de soude étant représenté par $NaO,CO^2$
Celle du *sesquicarbonate* est représentée par.............. $2NaO,3CO^2$

Ce *natron* existe en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs d'Égypte, de l'intérieur du pays de Tripoli, de Hongrie, de la Perse, de l'Arabie, du Thibet, de la Chine, des Indes, du Vénézuéla (Amérique méridionale). Quand les lacs se dessèchent pendant la saison des chaleurs, le natron se montre en efflorescences

blanches, au fond de leur lit. La récolte s'en fait encore en Égypte et dans l'intérieur de l'Afrique, et ce sel nous arrive à Marseille, en masses d'un blanc jaunâtre ou gris, d'apparence saline, d'une saveur à la fois salée et alcaline. Il est plus ou moins impur, comme on le voit par les analyses suivantes :

| PROVENANCES des SOUDES ANALYSÉES. | SESQUI-CARBONATE de SOUDE PUR. | SELS SOLUBLES, notamment SEL MARIN. | MATIÈRES INSOLUBLES. | EAU. |
|---|---|---|---|---|
| Soude native de Debretzin (Hongrie)............. | 89,84 | 7,56 | 2,60 | » |
| Natron { d'Alexandrie.... | 23,00 | 57,00 | 6,00 | 14,00 |
| Natron { de Barbarie..... | 64,72 | 7,65 | 1,00 | 24,00 |
| Trona { de Suckena (Fezzan).......... | 75,50 | 2,00 | » | 22,50 |
| Trona { de Makarie (Basse-Égypte)....... | 32,60 | 35,80 | » | 31,60 |
| Urao de Mérida (Vénézuéla) | 80,22 | » | 0,98 | 18,80 |

Ce natron était autrefois beaucoup plus employé qu'il ne l'est aujourd'hui. Les anciens, qui ne connaissaient pas d'autre carbonate de soude, l'appliquaient à la fabrication du verre et des lessives. On s'en sert encore, à Marseille, dans la fabrication du savon dur. En Égypte, on le mêle au tabac en poudre, pour lui donner du montant, et lorsque l'art des embaumements était pratiqué dans ce pays, le natron servait à saler les cadavres, et à aider ainsi à leur conservation. Les Indiens du Vénézuéla le mâchent avec du tabac, pour exciter la salivation.

2° *Soudes artificielles.* — On appelle ainsi les carbonates, plus ou moins impurs, qu'on obtient dans les ateliers, au moyen d'une transformation qu'on fait subir au sel marin.

Pendant de longues années, les soudes d'Espagne étaient importées en France, et subvenaient à la consommation de nos ateliers. Lorsque les guerres de la révolution eurent interrompu le commerce entre les deux pays, la Convention nationale fit un appel aux chimistes français, pour connaître les divers moyens d'extraire avec avantage la soude du sel marin. De tous les procédés qui furent alors indiqués à la commission chargée d'examiner les moyens proposés, celui de Leblanc (1), élève de Darcet père, est

(1) Nicolas Leblanc, né à Issoudun en 1753, mort en 1806, chirurgien de la maison d'Orléans avant la révolution, est surtout célèbre par l'invention du procédé

seul resté. Ce procédé a créé, en France, une industrie remarquable par son développement, et a affranchi nos manufactures d'un tribut annuel de 20 millions de francs. Toutefois, si Leblanc en a été l'inventeur, il n'a pas su l'exploiter industriellement, par suite de la mauvaise disposition de ses appareils, et ce n'est qu'en 1804, que, grâce à Darcet fils, la fabrication de la soude artificielle est devenue un art régulier. C'est ce chimiste qui a élevé les premières fabriques de ce genre, aux environs de Paris (à la Folie, près Nanterre, et à Saint-Denis); et, dès 1805, elles fournissaient déjà par jour jusqu'à 22,000 kilogr. de soude brute. C'est en 1806 que ce genre d'industrie fut importé à Rouen, et presque en même temps à Marseille, où il prit surtout un essor immense, en raison des nombreuses savonneries établies dans cette ville.

Le procédé amélioré de Leblanc, qui est pratiqué dans les grandes fabriques de produits chimiques de Marseille, de Rouen, de Dieuze, de Thann, de Chauny, de Lille, etc., consiste à transformer le sel marin en sulfate de soude, puis à convertir ce dernier en carbonate par le moyen de la craie et du charbon.

La première opération est effectuée, soit dans des cylindres de fonte que nous avons représentés en parlant de l'acide chlorhydrique (1), soit dans des fours à réverbère.

La deuxième opération, c'est-à-dire la conversion du sulfate de soude en carbonate, consiste à calciner le premier, réduit en poudre grossière sous des meules verticales, après l'avoir mêlé avec de la craie et du poussier de charbon de bois ou de houille pulvérisée, dans le rapport de 100 de sulfate, 100 de craie et 55 de charbon. Ce mélange est projeté dans un

---

pour l'extraction de la soude du sel marin. C'est en 1784 qu'il commença ses recherches; en 1790, il s'associa, pour l'exploitation en grand de son procédé, le duc d'Orléans, Henri Shée, administrateur des deniers du prince, et Dizé, préparateur de chimie au collége de France. Une usine fut créée à la maison de Seine, près Saint-Denis; mais bientôt les événements de la Révolution amenèrent le séquestre des biens du duc d'Orléans, et, par suite, celui de la fabrique dans laquelle il était intéressé. Leblanc s'était assuré la propriété de son procédé par un brevet d'invention en date du 25 septembre 1791; mais à l'appel du Comité de salut public, qui demandait le sacrifice généreux de toute espèce de secrets pour la patrie, il autorisa la publication de son procédé, que chacun put alors librement mettre en pratique. Mais Leblanc avait été ruiné; aux prises avec la misère, fatigué de ses longues et inutiles tentatives pour obtenir justice, impuissant à arracher sa nombreuse famille de la détresse, il tomba dans le désespoir et se tua!... On a voulu lui enlever le mérite de sa découverte; on a revendiqué pour Dizé une part égale à l'invention; mais une enquête ouverte dans le sein de l'Académie des sciences a mis hors de doute que Leblanc est bien le seul inventeur du procédé de fabrication de la soude artificielle, et que les recherches faites par Dizé en commun avec Leblanc n'eurent pour but que de mieux déterminer les proportions des matières à employer. — On trouve dans les anciennes *Annales de chimie* et dans le *Journal de physique*, un certain nombre de mémoires de Leblanc.

(1) *Voyez* IX[e] Leçon, p. 202 et 203.

four à réverbère de forme elliptique, chauffé au rouge vif. La figure 217 présente une coupe verticale et une coupe horizontale de ce four construit d'après les principes de Darcet.

On chauffe fortement les matières étendues sur la sole du four, en les

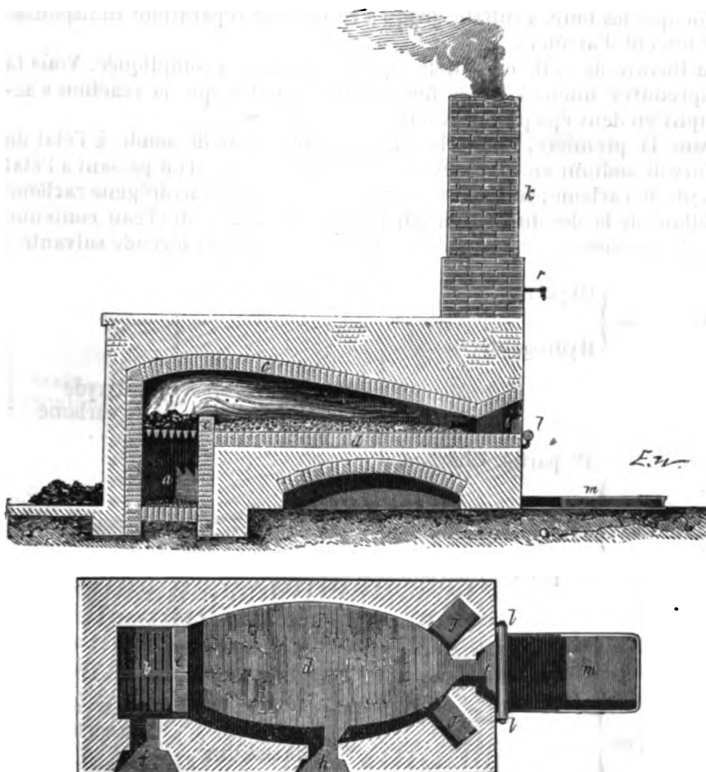


*Fig.* 217.

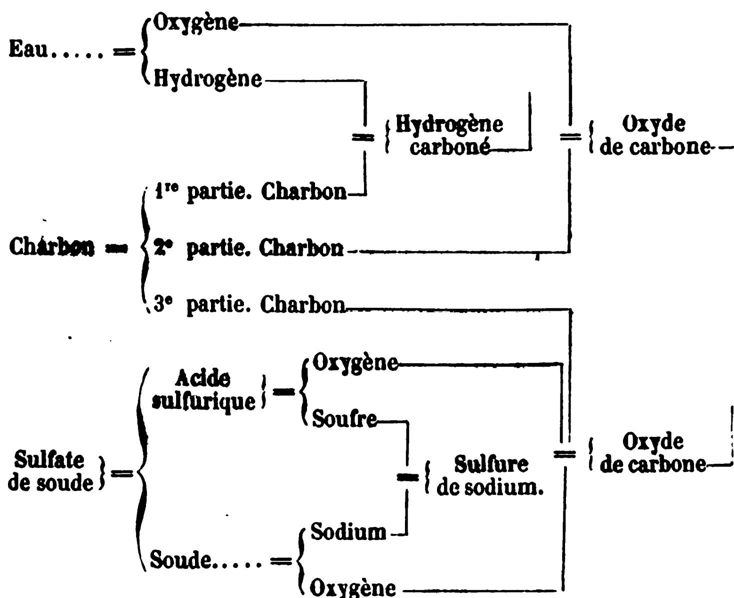
*a* cendrier; *b* foyer; *c* voûte en briques réfractaires; *d* sole en mêmes briques; *e* mur de séparation, dit *autel*, entre le foyer et le four; *f* porte du foyer; *h* porte latérale au niveau de la sole; *i* porte au même niveau au bout opposé du foyer; *J, J* naissance des deux embranchements de la cheminée, qui vont se réunir dans un seul corps *k*; *l* rouleau mobile tournant sur son axe, et qui sert à faciliter les mouvements des râbles et ratissoires avec lesquels on remue et retire la soude; *m* cadre en tôle posé sur une plaque de fonte, et servant à recevoir la soude coulée hors du four; *r* registre de la cheminée qui sert à la clore pendant le chargement du four, afin d'éviter qu'un fort tirage n'entraîne en poussière une partie du mélange.

remuant de temps en temps avec un râble, de manière à renouveler les surfaces, et à faire pénétrer la chaleur. Peu à peu la matière s'agglutine et devient pâteuse. Bientôt des bulles de plus en plus multipliées de gaz

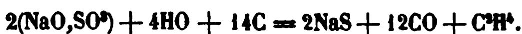
oxyde de carbone, d'hydrogène carboné et d'hydrogène sulfuré se dégagent et brûlent au-dessus de la surface du mélange. Lorsque ces jets de flamme cessent, que la matière est bien homogène, et partout également fluide, on la retire du four et on recharge celui-ci comme la première fois. Ce travail continue jour et nuit sans interruption, de même que les fours à sulfate, jusqu'à ce que des réparations indispensables forcent d'arrêter.

La théorie de cette opération capitale est un peu compliquée. Vous la comprendrez mieux si, avec nous, vous admettez que la réaction s'accomplit en deux époques distinctes et successives.

Dans la première, le charbon ramène le sulfate de soude à l'état de sulfure de sodium en lui enlevant tout son oxygène, et en passant à l'état d'oxyde de carbone; celui-ci se dégage, accompagné d'hydrogène carboné résultant de la décomposition par le charbon rouge de l'eau contenue dans les matières ; c'est ce qu'on voit très-bien par la légende suivante :



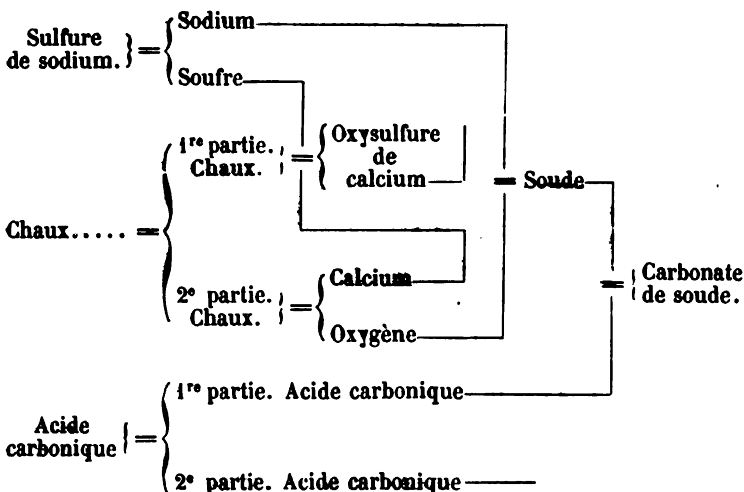

On a donc en symboles :



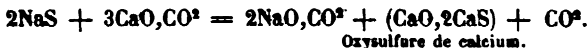
$$2(NaO,SO^3) + 4HO + 14C = 2NaS + 12CO + C^2H^4.$$

Dans la deuxième période, le sulfure de sodium et le carbonate de chaux se décomposent réciproquement, et forment du sulfure de calcium et du carbonate de soude ; mais comme cette réaction s'opère à une température à laquelle la craie se décompose facilement, il en résulte qu'une partie de la soude reste caustique et non carbonatée. De plus, comme il y a toujours un excès de chaux, celle-ci s'unit au sulfure de calcium

et le rend complétement insoluble dans l'eau ; c'est alors de l'*oxysulfure de calcium*. Exposons encore cette seconde phase de la réaction en légendes et en symboles, afin de vous aider à la mieux retenir :




Soit :



$$2NaS + 3CaO,CO^2 = 2NaO,CO^2 + (CaO,2CaS) + CO^2.$$

Oxysulfure de calcium.

La proportion de soude libre dans le produit est d'autant plus considérable qu'on a forcé davantage la dose du charbon, et qu'on a porté le mélange à une température plus élevée. On trouve dans le commerce des soudes, d'ailleurs recherchées pour certains usages, qui contiennent 10 à 15 pour 100 d'alcali libre.

Dans les fabriques modernes, on a modifié avantageusement le four à soude de manière à tirer parti de toute la chaleur développée par le combustible. C'est ce que l'on voit très-bien dans la coupe verticale ci-contre (*fig.* 218).

Ce four comprend, indépendamment du foyer F, trois compartiments distincts, que parcourent successivement la flamme et les produits de la combustion avant de se rendre dans la cheminée terminale O. Le mélange des trois matières premières est d'abord placé dans le compartiment B, où il se dessèche et s'échauffe ; il passe ensuite dans le compartiment A, où règne la plus haute température et où la réaction chimique s'effectue complétement. Le compartiment C fait office de chaudière, et il est surmonté d'une chaudière de tôle D. C'est dans celle-ci qu'on concentre les eaux provenant du lessivage de la soude brute, et, quand elles sont suffisamment évaporées, on les fait couler dans la chaudière inférieure C où le sel est desséché et calciné.

La *soude brute*, retirée des fours, est en gros pains d'un gris

bleuâtre, au milieu desquels se trouvent des fragments de charbon. Elle est un peu poreuse, mais très-dure. Les morceaux se délitent facilement à l'air humide ; ils ont une saveur caustique et répandent une odeur d'œufs pourris quand on les traite par un

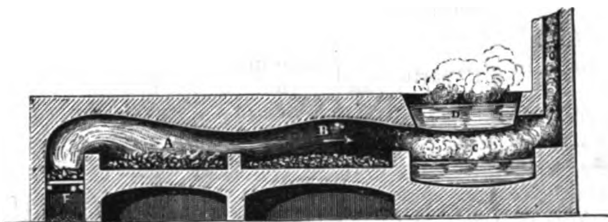


*Fig.* 218.

acide; cela tient à ce que cette soude renferme, outre l'oxysulfure de calcium, du sulfure de sodium qui n'a point été attaqué par la craie. Ce sulfure, en s'oxydant à l'air, donne naissance ultérieurement à du sulfite et à de l'hyposulfite de soude; il est donc utile de laisser la soude brute se déliter à l'air avant de la lessiver.

Cette soude, qui ne renferme moyennement que 35 à 36 p. 100 de carbonate de soude, serait peu propre aux différents usages auxquels ce carbonate est appliqué. On la raffine donc, c'est-à-dire qu'on lui enlève la majeure partie des matières étrangères qu'elle renferme, au moyen de lessivages méthodiques opérés à froid, et en faisant évaporer ensuite à siccité les liqueurs alcalines. Voici l'appareil, dit *à double déplacement*, qu'on emploie (*fig.* 219).

L'appareil d'évaporation consiste en cinq chaudières disposées en étages et chauffées par le même foyer (G, H, I, J, K). La première, c'est-à-dire la plus éloignée, sert à chauffer les lessives; les trois suivantes sont destinées à leur concentration; enfin, celle qui est placée immédiatement au-dessus du feu reçoit les liqueurs très-concentrées déjà, et elles y sont évaporées à sec. Celle-ci a un fond bombé, comme l'indique la coupe transversale K (*fig.* 219), afin que le sel qui se dépose pendant la concentration n'incruste pas ses parois et ne les fasse pas brûler. On achève la dessiccation du sel dans un four à réverbère.

Le produit obtenu est blanc, en petits fragments, d'une saveur alcaline très-prononcée. Il prend, dans le commerce, le nom de *sel de soude*. Il renferme, quand il est bien sec, de 70 à 80 p. 100 de carbonate de soude. Il contient toujours du sulfate de soude et du sel marin non décomposés. On y ajoute quelque-

fois du sel marin impur, provenant du lessivage des soudes de

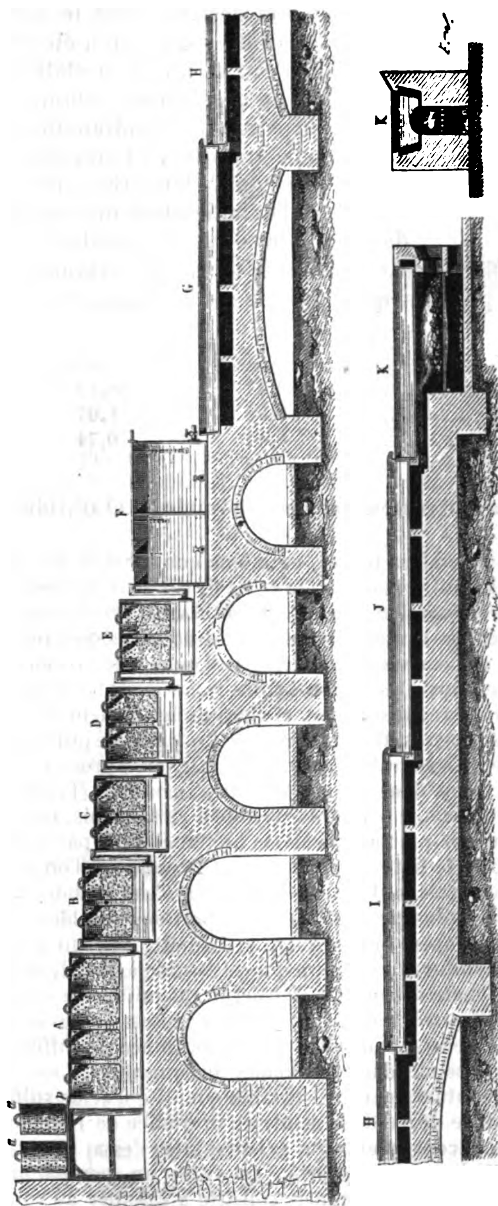



*Fig.* 219.

A, B, C, D, E, F sont des vases de tôle dans lesquels s'opère le lessivage. La soude brute, réduite en fragments, est placée dans des paniers de tôle *a*, *a*, percés de trous nombreux. Dans le haut de l'atelier se trouve un réservoir d'eau, alimentant le premier vase A. Des tuyaux de fonte font communiquer la partie inférieure d'un vase avec la partie supérieure du vase suivant; ces tuyaux déversent le liquide dans les paniers, en sorte que l'eau traverse toute la soude brute contenue dans ces derniers avant de sortir des vases. La soude est donc toujours en contact avec de nouvelle eau; aussi est-elle rapidement épuisée de son sel soluble. Le dernier vase F sert à laisser déposer la dissolution avant de la soutirer dans les chaudières d'évaporation; elle marque de 27 à 28 degrés à l'aréomètre.

varechs, quand on veut avoir les *soudes salées* utiles aux savonniers pour contracter la pâte du savon.

Sous le nom de *cristaux de soude*, on désigne, dans le commerce, le sel de soude qui a été dissous dans l'eau et mis à cristalliser. Il est alors en gros prismes rhomboïdaux ou en pyramides quadrangulaires à sommets tronqués et appliquées base à base (*fig.* 220). Ces cristaux transparents contiennent un peu plus de 62 p. 100 d'eau de combinaison, aussi sont-ils très-efflorescents. Sous cette forme, le carbonate de soude est beaucoup plus pur qu'à l'état de sel de soude. Voici ce qu'on y trouve :

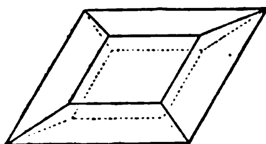


*Fig.* 220.

| | Sel cristallisé. | Sel desséché. |
|---|---|---|
| Carbonate de soude............ | 36,47 | 98,12 |
| Sulfate de soude.............. | 0,94 | 1,07 |
| Chlorure de sodium.......... | 0,42 | 0,74 |
| Eau de cristallisation......... | 62,15 | |

Les cristaux de soude sont représentés par la formule $NaO,CO^2,10HO$.

Les diverses espèces de soudes brutes, de même que le *sel* et les *cristaux de soude*, ne s'achètent jamais qu'après essai, car leur richesse en matière alcaline est très-variable. Ces essais sont fondés sur les mêmes principes, et s'exécutent de la même manière et avec les mêmes instruments que les essais de potasses. Il y a seulement quelques précautions particulières à prendre. Ainsi, les soudes brutes renfermant les 2/3 environ de leur poids de matières insolubles, et étant moins facilement attaquées par l'eau que les potasses, il est essentiel de broyer et de pulvériser, dans un mortier de fer, l'échantillon qu'on veut essayer. Après en avoir pesé 10 gram., on les broie dans un mortier en y versant de l'eau par petites portions, et l'on décante le liquide trouble à chaque fois. On continue de la sorte jusqu'à ce que toute la soude ait été enlevée par décantation. On laisse déposer le liquide, on en prend la moitié et l'on opère comme pour la potasse. Il ne faut jamais faire usage d'eau chaude, dans l'intention de dissoudre plus promptement les portions solubles de la soude, surtout lorsqu'on opère sur la soude artificielle, attendu qu'elle renferme beaucoup de sulfure de calcium qui est soluble à chaud, et qui, réagissant sur le carbonate de soude, reformerait du sulfure de sodium et du carbonate de chaux, ce qui dénaturerait les résultats de l'essai.

Une autre source d'erreur se rencontre dans la présence de sulfure de sodium et de sulfite de soude dans les soudes du commerce. Ces composés, étant détruits et saturés par une certaine quantité d'acide sulfurique, élèveront d'autant le degré de la soude au préjudice de l'acheteur. C'est pour obvier à ces inconvénients qui rendent alors l'essai incertain, que Gay-Lussac et Welter ont apporté, en 1820, un perfectionnement important à cet essai. Leur méthode consiste à calciner au rouge,

dans un creuset de platine, 10 grammes de la soude suspecte avec 2 ou 3 grammes de chlorate de potasse. Par l'action de la chaleur, l'oxygène du chlorate transforme le sulfure et le sulfite en sulfate qui n'a plus dès lors d'action sur la liqueur alcalimétrique. On redissout dans l'eau le résidu de la calcination et l'on opère la saturation à la manière ordinaire.

Pour connaître la quantité de soude pure contenue dans une soude titrée, il faut multiplier le nombre des degrés obtenus par 0$^{gr}$,0316, et par 0$^{gr}$,0540 pour estimer la proportion correspondante de carbonate de soude. Soient 5 gr. de soude marquant 60° à l'alcalimètre de Descroizilles, on dit :

60° × 0$^{gr}$,0316 = 1$^{gr}$,896 de soude pure dans les 5 gr. de soude essayée,
ou 1$^{gr}$,896 × 20 = 37$^{kil}$,92 pour 100 kilogrammes de soude titrée,

Comme

60° × 0$^{gr}$,0540 = 3$^{gr}$,240 de carbonate de soude dans les 5 gr. de soude essayée,
ou 3$^{gr}$,240 × 20 = 64$^{kil}$,80 pour 100 kilogrammes de soude titrée.

Lorsqu'on veut avoir immédiatement le *titre pondéral* d'une soude, d'après la méthode de Gay-Lussac, c'est-à-dire le nombre de kilogrammes d'alcali pur qu'elle renferme au quintal métrique, on opère la saturation avec 3$^{gr}$,163 de soude, parce que c'est la quantité qui saturerait exactement les 5 grammes d'acide contenus dans les 100 parties de liqueur d'épreuve de l'alcalimètre.

Voici, dans le tableau suivant, l'indication de la valeur alcalimétrique des diverses soudes du commerce.

| | | | TITRE A L'ALCALIMÈTRE. | |
|---|---|---|---|---|
| Soude | d'Alicante | | 55 à 60° | d'un gris cendré. |
| | de Carthagène | | 30 à 32° | |
| | de Ténériffe | | 28 à 32° | d'un gris très-foncé. |
| | de Narbonne ou *Salicor* | | 13 à 14° | d'un gris cendré. |
| | d'Aigues-Mortes ou *Blanquette* | | 2 à 7° | |
| | de varechs | brute | 4 à 5° | noirâtre. |
| | | raffinée | 2 à 3° | poudre d'un blanc mat. |
| | factice brute | | 18 à 34° | couleur violacée. |
| Sel de soude | brut | | 40 à 70° | d'un blanc jaunâtre ou grisâtre. |
| | raffiné | caustique | 50 à 80° | d'un blanc mat. |
| | | non caustique | 40 à 80° | |
| Cristaux de soude | | | 34 à 36° | d'un blanc transparent. |
| Natron | d'Égypte | ancien | 17 à 18° | d'un gris brun sale. |
| | | nouveau | 45 à 58° | d'un blanc mat. |
| | de Barbarie | | 20 à 50° | |
| Potasse | factice d'Amérique | | 50 à 55° | grisâtre, bleuâtre ou rougeâtre à l'intér. |
| | perlasse factice | | 50 à 55° | couleur blanche pure. |

Je dois vous donner quelques renseignements sur un produit qui termine le tableau sous le nom de *Potasse factice*.

Pendant fort longtemps les blanchisseurs n'ont pas voulu se servir des soudes factices, prétendant qu'elles ne pouvaient pas agir aussi bien que les potasses d'Amérique dont ils avaient une longue habitude, et il y a encore bon nombre de consommateurs qui sont imbus du même préjugé.

Un fabricant de produits chimiques, Ador, eut l'idée, il y a quelque trente ans, de donner à la soude l'aspect extérieur de la potasse d'Amérique, et il fit, par suite, une fortune considérable. Ses procédés sont encore suivis dans les fabriques de soude qui font des expéditions en province. Les voici :

On prend les sels de soude de qualité inférieure, c'est-à-dire qui contiennent une assez forte proportion de sulfate de soude et de sel marin, on les lessive, on fait bouillir les liqueurs avec de la chaux pour les rendre caustiques et on les évapore rapidement dans une chaudière de fonte. Vers la fin de la concentration on ajoute environ 1 $^1/_2$ p. 100 de sulfate de cuivre avec un peu de nitre, et quand la masse est en fusion ignée, on la coule dans des moules de fonte; elle a une couleur jaune, mais pendant qu'elle est encore liquide, on l'agite avec un morceau de bois de hêtre, qui se charbonne partiellement et produit des vapeurs fuligineuses au moyen desquelles le cuivre est ramené à l'état de protoxyde qui communique sa couleur rouge à toute la masse. On a alors un produit qu'on peut confondre, au premier abord, avec la potasse rouge d'Amérique.

Pour la *perlasse factice*, on ajoute à une lessive caustique de soude concentrée à 22° du sel de soude pulvérulent et bien sec, qu'on gâche comme du plâtre avec cette liqueur. Il se dégage un peu de chaleur, et le tout se prend en une masse assez dure, qu'on divise ensuite en fragments moins gros.

Cette substitution des potasses factices aux véritables ne peut nuire dans les blanchisseries, où il est fort indifférent que la lessive soit à base de potasse ou de soude. Mais il n'en est pas de même pour la fabrication du savon, car celui qu'on fait avec de la potasse ne ressemble en rien à celui qu'on obtient avec la soude. Nous allons voir comment on peut faire la distinction de ces deux sortes d'alcalis.

Les potasses et les soudes du commerce se reconnaissent à leur saveur âcre et urineuse, à leur grande solubilité dans l'eau, à leur action sur le sirop de violettes qu'elles verdissent, et sur le tournesol rouge qu'elles ramènent au bleu, à la vive effervescence qu'elles font avec les acides même les plus faibles. On les distingue les unes des autres par les caractères suivants :

Les potasses s'humectent promptement au contact de l'air, et ne tardent pas à tomber en déliquescence. Leur solution dans l'eau étant filtrée et concentrée, ne donne pas de cristaux; ce n'est que par l'évaporation à siccité qu'on peut obtenir le carbonate de potasse solide; il est alors en poudre blanche, très-déliquescente.

Les soudes, au lieu d'attirer l'humidité de l'air, sont au contraire très-efflorescentes : leur dissolution concentrée donne des cristaux qui sont des prismes rhomboïdaux (*fig.* 221), dont la forme rappelle à peu près celle d'une navette de tisserand. Ces cristaux transparents et incolores deviennent bientôt opaques au contact de l'air, et se recouvrent d'une poussière farineuse, autrement dit, ils sont très-efflorescents.

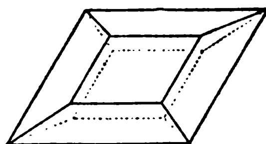


*Fig.* 221.

Il est peu de substances qui aient reçu autant d'emplois utiles que ces produits. Leur usage le plus ancien et le plus fréquent est de servir au blanchissage du linge, au blanchiment de presque tous les tissus, en raison de la propriété que possèdent les alcalis et les sels alcalins de dissoudre les matières organiques, grasses ou colorantes, qui salissent les étoffes. Les soudes sont la base des savons durs, et les potasses celle des savons mous. Les unes et les autres sont indispensables à la fabrication du verre, des glaces, des cristaux. Les potasses concourent à la préparation de plusieurs sels très-utiles, comme le nitre, l'alun, le bleu de Prusse, l'eau de Javelle. Le *sel* et les *cristaux de soude* sont utilisés journellement dans les ateliers de teinture et d'indiennes, notamment pour dissoudre la matière colorante du rocou, du carthame, pour la confection de la belle couleur dite *rouge des Indes*. Ils servent encore à disposer les laines à recevoir les matières colorantes.

Lorsqu'on emploie les carbonates de potasse et de soude à déterger et blanchir les tissus, ou à la fabrication des savons, on leur fait subir préliminairement une opération qui porte le nom de *caustification*. Elle a pour objet de mettre à nu les alcalis qui les composent, en leur enlevant l'acide carbonique qui masque en grande partie leur action sur les matières colorantes ou sur les substances grasses. L'expérience a appris depuis longtemps, en effet, que ce n'est jamais qu'à l'état de pureté que la potasse et la soude peuvent s'unir aux corps gras pour former des savons, et agir efficacement sur les diverses matières étrangères qui altèrent la blancheur des fils du lin, du chanvre et du coton.

Pour rendre les alcalis caustiques, c'est-à-dire pour leur enlever l'acide carbonique qui neutralise leurs propriétés, on fait

bouillir les dissolutions de potasse et de soude du commerce avec une suffisante quantité de chaux vive. Celle-ci s'empare de l'acide carbonique, passe à l'état de carbonate de chaux qui se dépose en raison de son insolubilité, et laisse dans la liqueur la potasse et la soude dépouillées de l'acide qui leur était combiné. C'est à ces liqueurs qu'on donne le nom de *lessive caustique*, de *lessive des savonniers;* et on appelle *potasse caustique, soude caustique,* les alcalis purs et solides obtenus par l'évaporation des lessives. Ils sont alors doués de la causticité au plus haut degré (1).

C'est Black qui, en 1756, reconnut le véritable rôle de la chaux dans la *caustification*, et qui constata la nature des alcalis caustiques. Avant lui, on croyait que la chaux ne donne plus de force et d'alcalinité à la potasse et à la soude qu'en les débarrassant d'une matière mucilagineuse dont elles étaient enveloppées, et qu'en atténuant ou divisant leurs molécules.

Pour vous démontrer, Messieurs, la justesse de la théorie de Black, relativement à la préparation des lessives caustiques, je vais faire agir de la chaux vive sur des dissolutions de carbonates de potasse et de soude. Après une heure d'ébullition, nous filtrerons les liqueurs pour recueillir à part le dépôt blanc qui se sera formé. Nous pourrons constater alors que, tandis que ce dépôt laissera dégager de l'acide carbonique par l'action de l'acide chlorhydrique ou sulfurique, les liqueurs très-caustiques ne feront plus d'effervescence avec ces acides, comme cela avait lieu avant leur ébullition avec la chaux. L'acide carbonique aura donc abandonné la potasse et la soude pour se porter sur la chaux, avec laquelle il aura produit ce dépôt blanc, insoluble, qui n'est alors que du carbonate de chaux.

C'est le même effet que je vais produire en versant de l'eau de chaux claire dans une dissolution de carbonate de soude. Un précipité blanc se forme, comme vous le voyez; c'est du carbonate de chaux qui s'isole à mesure qu'il prend naissance.

Si vous comprenez bien le rôle de la chaux vive dans la fabrication des lessives, vous vous apercevrez de l'erreur où sont beaucoup de blanchisseurs qui ne veulent point *caustifier* leurs soudes et leurs potasses, par la persuasion qu'ils ont que la chaux reste en dissolution dans les lessives et que c'est elle qui brûle les tissus. Si ces lessives, obtenues à l'aide de la chaux, brûlent les tissus, c'est uniquement parce qu'elles sont trop concentrées;

(1) Pour fortifier l'alcali, comme disaient les anciens, on employait, principalement en Égypte, la chaux brûlée. Geber et Albert le Grand ont décrit la préparation de la potasse caustique comme elle se fait encore aujourd'hui dans les savonneries.

et le moyen de remédier à cette action énergique, c'est de les étendre d'eau.

Lorsqu'on a rendu une lessive caustique à l'aide de la chaux, on dit dans les ateliers qu'elle est devenue *plus mordante*. Elle est alors onctueuse et comme grasse au toucher, parce qu'elle attaque et dissout promptement l'épiderme. La plupart du temps, on se borne à ce caractère pour apprécier la force d'une lessive. On y trempe l'index et on le frotte contre le pouce. Si les doigts glissent l'un sur l'autre aussi facilement que s'ils étaient imprégnés d'huile, on dit que la *lessive est très-grasse*. « On voit combien le défaut de connaissances positives, dit Robiquet, entraîne dans des idées fausses. Comparer une lessive à une matière huileuse est une erreur des plus grossières, car c'est trouver de l'analogie entre les choses les plus disparates. Les alcalis, comme on sait, se combinent aux huiles et aux graisses pour les convertir en savons, en détruisant leurs propriétés premières. Si une lessive paraît onctueuse au toucher, c'est qu'elle corrode la peau et la convertit aussi en une espèce de savon. »

Je ne m'étendrai pas davantage sur la théorie de la caustification. Je me bornerai, en terminant ce sujet, à émettre cette proposition : *Qu'il faut que les alcalis soient dans l'état caustique, c'est-à-dire décarbonatés, pour produire tout leur effet utile dans le blanchiment ou le dégraissage, et dans la fabrication des savons.*

La *potasse* et la *soude* des chimistes diffèrent donc, d'après ce qui précède, des produits qui portent ces mêmes noms dans le commerce, puisqu'elles ne sont pas combinées à l'acide carbonique. Elles ne consistent pas, toutefois, en oxydes de potassium et de sodium purs. Darcet a démontré, dès 1808, qu'elles sont formées de ces oxydes et d'eau en proportions constantes ; que la potasse caustique est formée de

| | | |
|---|---|---|
| Oxyde de potassium ........... | 84 | = 100 |
| Eau .......................... | 16 | |

et la soude caustique de

| | | |
|---|---|---|
| Oxyde de sodium ............ | 77,66 | = 100 |
| Eau ....................... | 22,34 | |

Ce sont donc des *hydrates* de potasse et de soude, dont on ne peut chasser l'eau par la chaleur la plus élevée. On les représente par les formules :






Ces hydrates, quand ils sont solides et purs, sont en fragments blancs et opaques. Ils rongent et détruisent très-promptement les

tissus animaux; aussi ne peut-on en placer un petit fragment sur la langue, sans que celle-ci soit cautérisée profondément. C'est en raison de cette action désorganisatrice qu'on les emploie pour ouvrir les cautères. C'est surtout la potasse qui sert à cet usage; aussi la nomme-t-on fréquemment *pierre à cautère*. Boerhaave rapporte, dans ses *Éléments de chimie*, qu'un malheureux ouvrier étant tombé dans une chaudière de lessive caustique de potasse, ses muscles et ses nerfs furent détruits en peu de temps, et qu'il ne resta que les os. Cette histoire n'aura plus rien d'incroyable pour vous, dès que vous aurez vu avec quelle promptitude ces morceaux de chair vont disparaître, aussitôt que je les mettrai en contact avec une solution bouillante de potasse. Voyez ! à peine sont-ils tombés dans la liqueur que déjà ils sont dissous.

Dès que les hydrates de potasse et de soude ont le contact de l'air, ils en absorbent rapidement l'acide carbonique et perdent bientôt leur causticité. En même temps, l'hydrate de potasse s'humecte et tombe en déliquescence, tandis que l'hydrate de soude se dessèche et s'effleurit. Ces caractères opposés permettent de les distinguer. Il faut donc les conserver à l'abri de l'air. On doit employer la même précaution pour les lessives caustiques des ateliers. Celles-ci ont ordinairement 36° à l'aréomètre. L'*eau seconde* des peintres est une lessive caustique faible, marquant de 10 à 15° à l'aréomètre (4 à 6° alcalimétriques), qui sert à enlever les peintures à l'huile sur les murs, les bois, etc. L'eau seconde, préparée avec la soude, attaque beaucoup plus fortement les pinceaux que celle préparée avec la potasse, et, d'un autre côté, elle décrasse moins bien que cette dernière. Il faut donc préférer l'eau seconde à la potasse.

Les hydrates de potasse et de soude sont les réactifs le plus souvent employés par les chimistes. Ils ne sont pas moins utiles aux industriels, d'après tout ce que nous avons dit précédemment. On peut, avec avantage, les faire servir à la conservation du poli des ustensiles en fer, fonte et acier. Il suffit de maintenir ces ustensiles plongés dans une faible dissolution alcaline (1 partie de potasse pour 500 parties d'eau), ou de les recouvrir d'une couche de gomme adragante additionnée de potasse ou de soude caustique. On les préserve ainsi parfaitement de la rouille. Nous devons cette indication à M. Payen.

C'est en faisant réagir le fer sur ces hydrates, à une très-haute température, que Gay-Lussac et Thenard ont obtenu, les premiers, en 1808, le potassium et le sodium en assez grande quantité pour en faire une étude complète. Leur procédé a été longtemps suivi dans les laboratoires pour extraire ces métaux.

En 1823, M. Brunner, de Berne, mettant à profit l'observation faite par Curaudeau, dès 1808, qu'un mélange intime de carbonate

de potasse ou de soude et de charbon suffisamment chauffé peut dégager du potassium ou du sodium, a fait adopter dans toutes les fabriques une méthode bien plus commode, et surtout plus

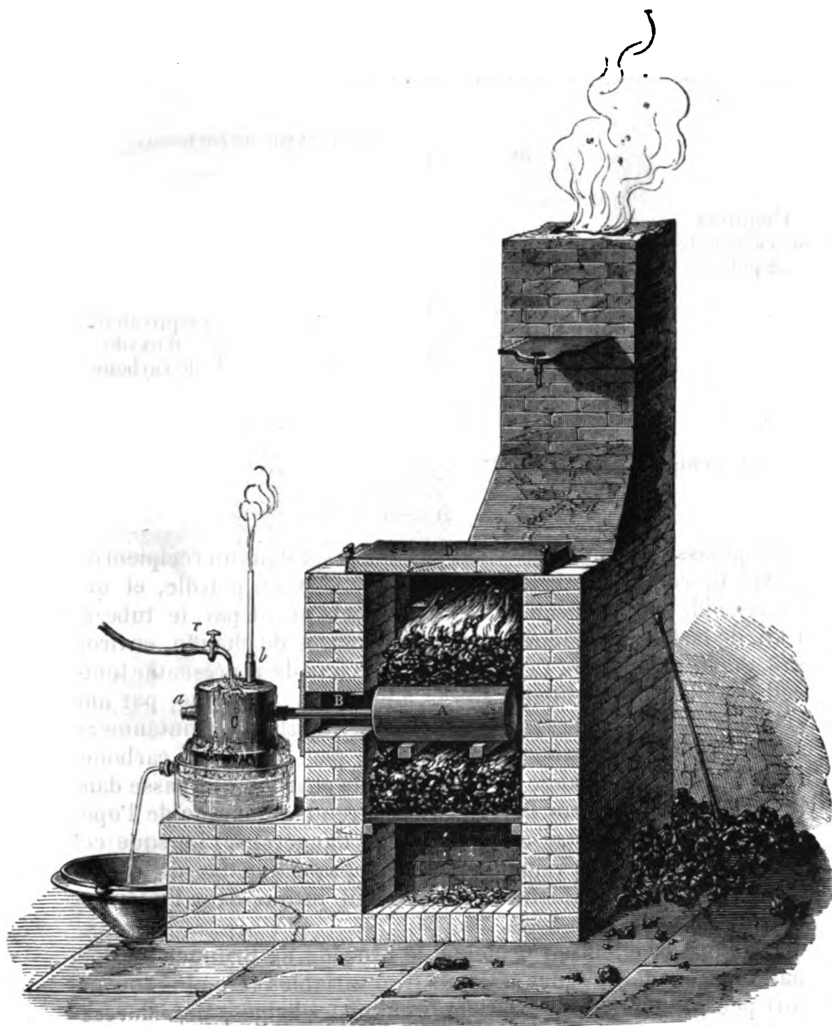
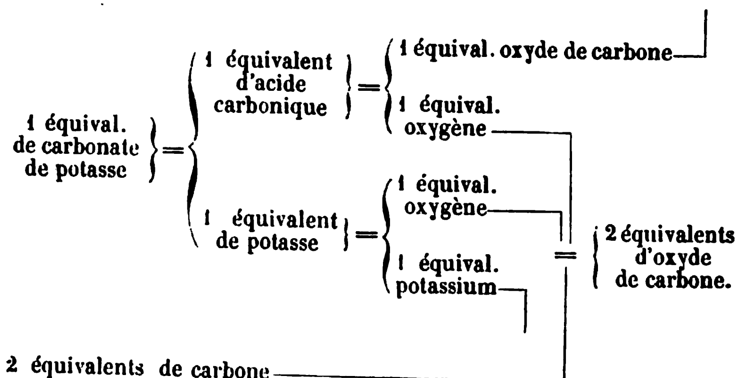


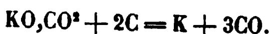

*Fig.* 222.

productive, que celle de Gay-Lussac et Thenard. Elle consiste à chauffer au rouge blanc, dans une cornue ou un cylindre de fer A (*fig.* 222), placé au centre d'un fourneau à vent, le résidu char-

bonneux qu'on obtient en calcinant dans un creuset le tartre brut, c'est-à-dire un mélange de carbonate de potasse et de charbon excessivement divisé.

Ce charbon, à la température du rouge blanc, enlève l'oxygène à la potasse et désoxygène partiellement l'acide carbonique, de sorte qu'il se produit du potassium et du gaz oxyde de carbone; c'est ce que montre la légende suivante :




Le potassium en vapeur vient se condenser dans un récipient de cuivre C, contenant de l'huile de naphte ou du pétrole, et qui est refroidi par de l'eau *r*. Les gaz s'échappent par le tube *b*. 1 kil. de tartre charbonné fournit, en 3 heures de chauffe, environ 278 gr. de potassium. Cette quantité est loin de représenter toute celle qu'on devrait obtenir, 408 gr. à peu près : c'est que, par une action secondaire, lorsque la température n'est pas maintenue au rouge blanc, le potassium est réoxygéné par l'oxyde de carbone, d'où résulte un mélange de potasse et de charbon qui passe dans le tube de dégagement B, l'obstrue et rend la marche de l'opération fort difficile, si ce n'est même dangereuse. Lorsque cet accident arrive, on y remédie en introduisant une tige de fer par la tubulure *a* du récipient, et l'engageant jusque dans l'intérieur du tube B qui est vis-à-vis.

Quoique excellent en principe, le procédé de Brunner ne donnait donc encore que des résultats trop variables et le plus souvent fort peu productifs. En 1852, deux chimistes belges, MM. Mareska et Donny, ont fait disparaître toutes les causes de perte, en substituant au récipient, beaucoup trop vaste, de Brunner, un récipient aplati, d'une capacité très-restreinte, formée de deux plaques de fer laminé CC' (*fig.* 223) s'appliquant l'une contre l'autre, de manière à laisser entre elles un espace mince, dans lequel les vapeurs

de potassium se condensent. Ce récipient a un col très-court, qui

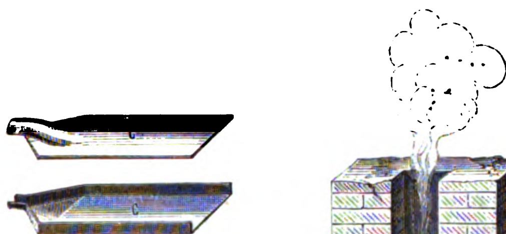


*Fig.* 223.

*Fig.* 224.

s'adapte au tuyau B de la cornue, et, pendant l'opération, les deux plaques sont maintenues à l'aide de quatre vis de pression (*fig.* 224).

A partir de 1854, l'attention s'est portée exclusivement sur la préparation du sodium, d'abord parce que la matière première est moins chère, puis parce que ce métal est beaucoup moins oxydable que le potassium, qu'il est plus maniable par conséquent et d'une conservation plus facile.

M. H. Sainte-Claire Deville, l'un de nos chimistes les plus distingués, tout en mettant à profit les recommandations de MM. Mareska et Donny, a eu l'heureuse idée de remplacer le tartrate de soude calciné, dont se servaient ces chimistes, par un

mélange intime de carbonate de soude, de charbon et de craie, dans les proportions suivantes :

| | |
|---|---|
| Carbonate de soude.................. | 717 |
| Charbon.............................. | 175 |
| Carbonate de chaux ................. | 108 |
| | 1,000 |

La craie rend le mélange moins fusible et capable de supporter la haute température qui est nécessaire à la réaction, sans qu'il puisse sortir à l'état liquide par l'orifice de dégagement. D'un autre côté, en se décomposant elle-même au contact du charbon en chaux et en oxyde de carbone, elle fournit, pendant l'opération, des gaz qui servent utilement à l'expulsion des vapeurs de sodium.

Grâce à tous ces perfectionnements successifs, l'extraction du sodium est devenue maintenant une opération non moins facile à conduire que la fabrication de l'acide chlorhydrique. Il y a vingt ans, le sodium se vendait 7,000 francs le kilog. ; en 1853, il valait encore de 800 à 1,000 francs; aujourd'hui il ne coûte plus que 6 à 8 fr. ! C'est là un fait d'une portée incalculable, et pour la science et pour l'industrie, car l'une et l'autre sont appelées à profiter largement des propriétés de cet agent puissant.

La fabrication industrielle du sodium a lieu dans l'usine de MM. Rousseau frères, à la barrière de Santé, hors Paris, et dans celle de MM. Tissier frères, à Amfreville la Mi-Voie, près de Rouen. Le mélange sur lequel on opère est fait dans les proportions suivantes :

| | |
|---|---|
| Carbonate de soude......................... | 1000 kil. |
| Houille sèche à longue flamme (de Charleroi).. | 450 |
| Craie.......................................... | 150 |

Ce mélange doit être aussi intime que possible. On le calcine au préalable, soit dans des pots de fonte, soit dans des cylindres de fer, qu'on enferme dans un four à voûte surbaissée dont on élève la température au rouge vif, afin d'en chasser toutes les matières volatiles et de réduire considérablement son volume. On cesse de chauffer lorsque les gaz plus ou moins carbonés provenant de la houille et qui brûlent en arrivant dans l'air commencent à prendre la teinte jaune caractéristique de la présence du sodium. Le mélange retiré et refroidi est alors mis en longues cartouches de papier gris, du poids de 18 à 20 kilogr.

L'opération qui doit produire définitivement le sodium s'effectue dans des cylindres creux ou tubes de fer de 10 à 20 centim. de diamètre intérieur et d'une épaisseur qui peut varier de 5 à 30 millim. M. Deville s'est très-bien trouvé de l'emploi de cylindres creux de tôle rivée analogues aux tuyaux de poêle dont ils ont à peu près l'épaisseur. Ces tubes sont revêtus d'une légère couche de lut réfractaire.

**Les tubes A (*fig.* 225) disposés horizontalement sur la sole d'un four**

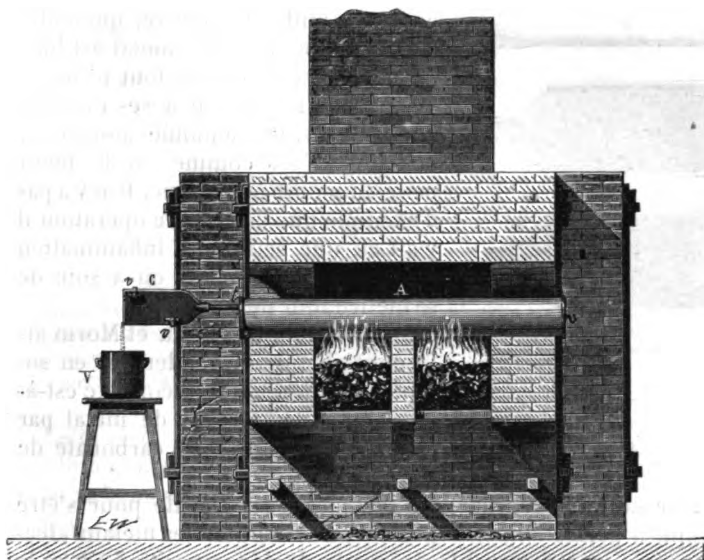



*Fig.* 225.

complétement analogue aux fours de chaufferie employés dans les usines à fer, peuvent être chauffés au blanc soudant. Le four est fermé de manière à réserver les deux orifices des tubes, et à permettre ainsi leur chargement et leur nettoyage.

Lorsque les tubes sont parvenus à la température du rouge blanc, on y introduit rapidement les cartouches au moyen d'une rigole de tôle, et on en ferme immédiatement l'orifice de chargement. Les gaz carbonés provenant de la combustion du papier et de la réaction du charbon sur l'eau que le mélange a absorbée par son contact avec l'air, sortent par le trou de la bonde antérieure *t* et s'enflamment. Lorsque, après un certain temps de chauffe, la flamme prend la teinte jaunâtre caractéristique du sodium et qu'elle émet d'abondantes fumées de soude, on ajuste les récipients C, maintenus par des vis de pression *v*, *v*, et le métal ne tarde pas à se condenser.

Les récipients sont ceux de MM. Mareska et Donny ; mais, au lieu d'être disposés à plat, ils sont posés de champ. Leur col est encore plus court que dans l'origine, afin d'éviter tout danger d'obstruction de cette partie de l'appareil (*fig.* 226).

Le sodium, à mesure qu'il se condense dans les récipients, en sort à l'état liquide et coule à l'air libre dans des marmites de fonte V contenant de l'huile de schiste, moins chère que l'huile de naphte. Le rendement est d'autant plus considérable que la calcination se fait plus rapidement. Sa durée varie d'une heure et demie à quatre heures.

Le sodium, obtenu comme nous venons de le dire, n'a besoin que d'être refondu sous une petite couche d'huile de schiste, qu'on décante au moment où le métal est bien liquide, pour acquérir tout le degré de pureté nécessaire à ses diverses applications. On le moule alors dans des lingotières comme on le ferait pour du plomb ou du zinc. Il n'y a pas d'exemple que dans cette opération il y ait eu une seule fois inflammation du sodium; seulement on a soin de se mettre loin de l'eau.

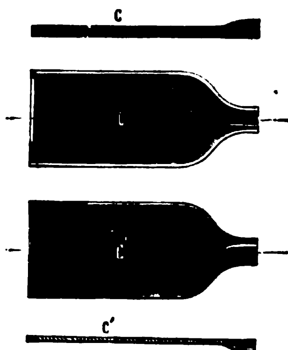



*Fig.* 2?6

MM. Deville, Rousseau et Morin affirment obtenir le rendement en sodium qu'indique la théorie, c'est-à-dire près de 436 gr. de métal par chaque kilogramme de carbonate de soude sec.

On ne saurait accorder trop d'éloges à M. Deville pour s'être appliqué à perfectionner le procédé d'extraction des métaux alcalins; car ce sont des agents puissants de décomposition, dont le bas prix permettra de multiplier les applications. Leur affinité pour l'oxygène est si prononcée, qu'ils détruisent presque tous les composés oxygénés, les oxydes, les acides, les sels, les matières organiques. C'est par leur moyen qu'on a pu mettre en liberté plusieurs corps simples engagés dans des combinaisons très-stables, et qui avaient résisté jusque-là à tous les procédés ordinaires de décomposition. Ainsi, le *bore,* le *silicium,* le *zirconium,* le *glucynium*, l'*yttrium*, l'*aluminium*, le *magnésium,* n'ont été obtenus à l'état de pureté que depuis la découverte du potassium et du sodium.

# VINGT-UNIÈME LEÇON.

## SUITE DES COMPOSÉS MÉTALLIQUES

### DE LA PREMIÈRE SECTION.

SOMMAIRE. — Des bicarbonates, et en particulier du bicarbonate de soude. — Du BORAX et de ses applications, — de l'ACIDE BORIQUE. — Du sel marin ou sel de cuisine. — Sa manière d'être dans la nature. — Exploitation des mines de sel gemme, des sources salées et des eaux de la mer.— Composition des eaux de la mer. — Moyen d'en obtenir l'eau douce pour les équipages des vaisseaux.

Cette leçon sera consacrée à l'étude de plusieurs sels d'une haute importance en chimie et dans les arts industriels, tels que le bicarbonate de soude, le borax et le chlorure de sodium ou sel marin.

**Du bicarbonate de soude.**

La potasse et la soude s'unissent à l'acide carbonique en trois proportions différentes et produisent ainsi :

| | |
|---|---|
| Des carbonates neutres... | KO ou $NaO,CO^2$ |
| Des sesquicarbonates..... | 2KO ou $2NaO,3CO^2$ |
| Des bicarbonates......... | KO ou $NaO,2CO^2$. |

Vous voyez que dans ces trois sortes de carbonates, la proportion d'acide carbonique combinée à la même quantité de base est représentée par les nombres 1, 1 1/2 et 2.

Nous n'avons parlé jusqu'ici que des deux premiers genres, disons quelques mots des bicarbonates.

On les obtient en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans la solution des carbonates ordinaires, jusqu'à ce qu'ils en soient aussi saturés que possible. Une fois formés, ils se déposent en cristaux, en raison de leur moins grande solubilité.

Le bicarbonate de soude, qui existe dans un grand nombre de sources naturelles, notamment dans celles de Vichy et du Mont-Dor en Auvergne, est employé avec succès pour le traitement de la gravelle. Il sert à la préparation des eaux gazeuses artificielles, du *Soda-Water*. Darcet l'a proposé comme un excellent digestif, et,

d'après ses conseils, on le fait entrer dans la composition de pastilles connues dans les pharmacies sous les noms de *pastilles* ou *tablettes digestives de Darcet*, *pastilles de Vichy*. Une ou deux de ces pastilles suffisent pour rétablir une mauvaise digestion, et lorsqu'on les prend avant le repas, elles permettent à l'estomac de recevoir des aliments qui, sans ce secours, en troubleraient les fonctions.

Dans les fabriques de produits chimiques, on prépare de grandes quantités de bicarbonate de soude à la fois, en suivant le procédé qui a été indiqué en 1830 par le pharmacien américain Smith. Ce procédé consiste à faire arriver du gaz carbonique lavé dans des caisses de bois ou de cuivre, ou dans une grande fontaine de grès remplie à l'avance de cristaux de soude. Le gaz ne peut sortir de ces vases qu'en soulevant une colonne d'eau de 32 à 64 centimètres; de cette manière, il se trouve en contact pendant quelque temps avec le carbonate neutre qui s'en sature, sans perdre toutefois sa forme solide et cristalline; mais il devient complétement opaque, poreux, friable et abandonne les 5/6 de son eau combinée, qui ruisselle sur les parois des caisses.

L'appareil suivant (*fig.* 227), adopté par Soubeiran, est très commode.

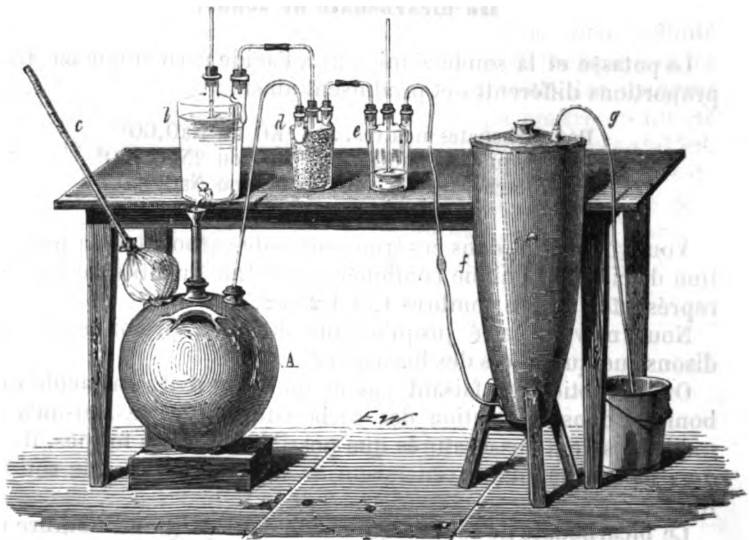



*Fig.* 227.

**A**, Bonbonne en grès contenant de la craie délayée dans 4 fois son volume d'eau ; *b*, flacon servant de réservoir à l'acide sulfurique qu'on fait couler de temps à

autre dans la bonbonne pour produire un dégagement d'acide carbonique : *c*, agitateur en bois maintenu par une vessie, pour favoriser la réaction ; *d*, flacon plein de craie mouillée en fragments pour purifier le gaz ; *e*, autre flacon laveur servant surtout à montrer la vitesse du courant de gaz ; *f*, fontaine en grès remplie de cristaux de soude cassés par morceaux ; à quelques centimètres de son fond existe un grillage, afin qu'il y ait un espace vide pour recevoir l'eau qui se sépare des cristaux à mesure qu'ils absorbent l'acide carbonique. Ce gaz arrive par le bas de la fontaine qui est fermée par un couvercle luté sur ses bords ; *g*, tube en plomb qui sert à l'issue du gaz non absorbé : il plonge dans un seau d'eau afin de faire pression dans l'intérieur de l'appareil.

Lorsque l'acide carbonique cesse d'être absorbé, et que les cristaux ont perdu toute leur transparence jusqu'au centre, on enlève le bicarbonate, on le sèche, et on recommence une nouvelle opération. Ce procédé très-simple et très-expéditif donne un sel d'une grande blancheur et très-pur, car le sulfate de soude et le sel marin contenus dans les cristaux de soude sont entraînés avec l'eau de cristallisation ; si bien que lorsqu'on veut avoir du carbonate de soude neutre d'une grande pureté, le moyen le plus sûr, c'est de calciner au rouge dans un creuset d'argent le bicarbonate de soude ainsi préparé, qui laisse exhaler la moitié de son acide.

### Borate de soude ou Borax.

Il existe dans certains lacs de Perse, de Chine, de l'île de Ceylan, de la Tartarie méridionale, de la Saxe, du Pérou, mais surtout de l'Inde, proche des montagnes du Thibet, un sel de soude qui rend de nombreux services. C'est celui que les Arabes désignèrent sous le nom de *baurach*, d'où l'on a fait le mot *borax*, qui s'est conservé jusqu'à nous. On pense que c'est cette matière saline que Pline appelait *chrysocolla* (soudure de l'or), à cause de la propriété qu'il lui connaissait de servir à souder l'or aux autres métaux.

Ce sel est formé de soude et d'un acide particulier que Homberg (1) isola le premier en 1702, et qui, depuis, a été reconnu pour un composé d'oxygène et de bore, $BO^3$. On l'a donc appelé *acide borique*, et, par suite, le borax a pris le nom de *borate de soude*.

(1) Homberg, né en 1652, à Batavia, fit ses études à Leipsick. D'abord militaire, puis avocat, puis médecin, il se consacra entièrement enfin à la chimie, et devint bientôt l'un des chimistes les plus instruits et les plus ardents de son époque. Il voyagea en France, en Hollande, en Italie, en Allemagne, en Suède, pour se mettre en relation avec les chimistes les plus renommés et faire un échange des nombreux secrets qu'il possédait. On lui doit une foule de procédés nouveaux et des *Essais* ou *Eléments de chimie* dans lesquels il fit connaître tous les faits qu'il avait découverts, bien différent en cela de ses contemporains qui cherchaient à soustraire leurs découvertes à la connaissance du public. Il mourut en 1715.

Le borax arrive de l'Inde en petits cristaux agglomérés, d'un jaune verdâtre, recouverts d'un enduit terreux et imprégnés d'une matière grasse, comme savonneuse, qui leur donne un toucher gras et onctueux. C'est le *borax brut*, le *tinkal*. En Europe, on le raffine et on l'amène à un assez grand état de pureté (1).

Le borax raffiné existe sous deux formes distinctes dans le commerce. Tantôt il est en gros cristaux prismatiques à six pans modifiés sur les arêtes et sur les angles (*fig.* 228) et contenant 47 p. 100 d'eau ; tantôt il est en cristaux octaédriques ne contenant que 30 p. 100 d'eau (*fig.* 229). Le premier est légèrement efflorescent

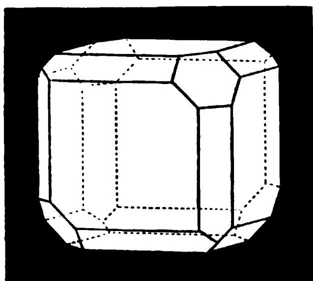


*Fig.* 228.

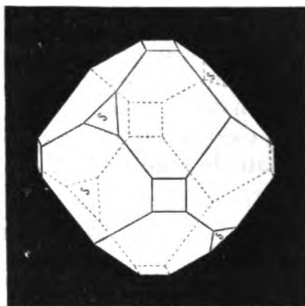
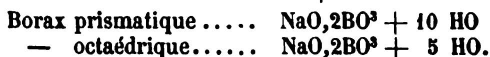


*Fig.* 229.

dans un air sec, tandis que le second y conserve sa demi-transparence, et ne devient opaque que dans un air humide ou dans l'eau. Ce dernier est plus dense et plus dur que l'autre.

On les représente par les formules suivantes :



Borax prismatique ..... $NaO,2BO^3 + 10\ HO$
— octaédrique ...... $NaO,2BO^3 + 5\ HO$.

Ces deux borax ont, du reste, les mêmes propriétés. Ils ont une cassure vitreuse, une saveur peu alcaline et douceâtre. L'eau

(1) Plusieurs voyageurs et naturalistes du siècle dernier ont décrit des procédés très-singuliers, qui, d'après eux, auraient été suivis dans les pays où l'on recueille le borax pour retirer ce sel des eaux salées dans lesquelles il est en dissolution. On croyait nécessaire de soumettre ces eaux, pendant un temps fort long, à une fermentation putride favorisée par l'addition de matières animales, et parmi ces dernières on recommandait surtout l'emploi d'urine de jeunes garçons auxquels on faisait observer rigoureusement un régime particulier. Le temps a fait justice de ces absurdités.

froide en dissout à peine la vingtième partie de son poids; l'eau bouillante en dissout le double. La solution verdit le sirop de violettes.

Ils fondent dans leur eau de cristallisation quand on les chauffe, se boursouflent considérablement (le borax octaédrique moins que le borax prismatique), et, à la chaleur rouge, ils donnent un liquide limpide qui, par le refroidissement, se fige en un verre incolore et transparent.

Ce verre dissout très-bien à chaud les oxydes métalliques, et prend des couleurs variables suivant leur nature, ce qui le fait employer dans l'analyse des minéraux. Ainsi,

| | | | |
|---|---|---|---|
| L'oxyde | de manganèse | le colore en | violet ou en bleu, suivant sa proportion. |
| | de fer | — | vert bouteille ou en jaune. |
| | de cobalt | — | bleu violet très-intense. |
| | de nickel | — | vert émeraude clair. |
| | de chrôme | — | vert émeraude foncé. |
| | d'antimoine | — | jaune. |
| | de cuivre | — | vert clair. |
| | d'étain | lui donne l'apparence de l'opale. | |

Par conséquent, lorsqu'on veut savoir quel est l'oxyde qui se trouve dans un minéral, on mélange celui-ci avec du verre de borax, on le chauffe sur un charbon à l'aide du chalumeau, et on constate la couleur que prend le verre.

Lorsque l'essai ne peut être fait que sur des parcelles de matière, on se sert d'un fil de platine dont un des bouts est courbé en forme d'anneau (*fig.* 230). On enferme dans ce cercle un fragment de verre de borax, on le fond au chalumeau, et sur la perle obtenue on fait tomber la poussière minérale; on chauffe de nouveau à la lampe; l'oxyde métallique se dissout dans le borax et le colore d'une manière spéciale suivant sa nature.

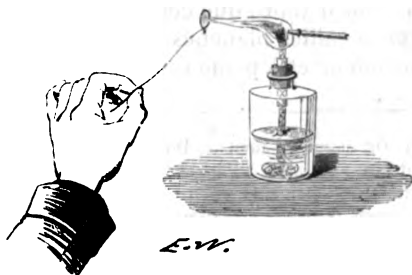


*Fig.* 230.

C'est justement à cause de cette propriété de dissoudre les oxydes métalliques que le borax est employé dans l'orfévrerie et la bijouterie pour faciliter la soudure des métaux les uns aux

autres. Quand il s'âgit, par exemple, de souder deux pièces de cuivre ou d'argent, on les décape, on les saupoudre avec de la *soudure* en limaille et du borax en poudre, et l'on chauffe le tout jusqu'à ce que la soudure commence à fondre. En fondant, celle-ci s'allie avec les pièces métalliques et les réunit; mais il faut pour cela que les pièces soient toujours bien décapées, c'est-à-dire brillantes et non recouvertes d'oxyde, et c'est là l'effet que produit le borax, soit parce qu'il dissout l'oxyde qui pourrait se former, soit parce que, enveloppant le métal, il s'oppose à son oxydation par l'air.

Les serruriers et les chaudronniers s'en servent, par le même motif, pour *braser* ou souder la tôle et le fer.

Dans tous les cas, le borax octaédrique est préférable à l'autre, parce qu'il se boursoufle moins, arrive plus vite à la fusion ignée, et parce qu'étant plus dur, il ne se brise pas en fragments, mais se réduit en poudre fine lorsqu'on le frotte sur une pierre humide, ainsi qu'opèrent les bijoutiers.

Dans les épreuves de *Docimasie* (1), on emploie encore le borax pour faciliter la réduction des oxydes métalliques, et dans les verreries, pour hâter la fusion des matières contenues dans les pots. On l'utilise aussi pour la préparation du *strass*, des émaux, des vernis ou glaçures des faïences fines et des porcelaines tendres de fabrication anglaise, et enfin pour celle des couleurs employées sur le verre et la porcelaine.

Dans la plupart de ces dernières applications, on le remplace souvent par l'*acide borique*, que le commerce nous apporte de Toscane en énormes quantités.

Disons d'abord que cet acide, à l'état de pureté, se présente en larges écailles blanches ou paillettes hexaèdres d'un éclat nacré, sans odeur et à peine sapides, inaltérables dans l'air. Il se dissout

---

(1) On donne le nom de DOCIMASIE, qui est la traduction d'un mot grec qui veut dire *j'éprouve*, à l'art qui a pour objet de déterminer la nature et la proportion des éléments qui constituent une *mine* ou un *minerai*. On parvient à de pareils résultats en faisant usage d'opérations particulières que l'on nomme *essais*.

Lorsqu'on a découvert une *mine* dans le sein de la terre, il faut nécessairement, avant d'en entreprendre l'exploitation, non-seulement connaître le métal qui y est le plus abondant et qui la caractérise, mais savoir encore dans quel état de combinaison il s'y trouve, quels sont les corps étrangers qui l'accompagnent et l'altèrent, et s'assurer enfin que les produits de cette mine compenseront les frais que son exploitation exigera. Or, c'est là le but essentiel des essais docimastiques ou de la *docimasie*. On voit que cet art n'est qu'une partie de la chimie, et que, par conséquent, pour l'exercer avec succès, il faut des études profondes de chimie minérale. C'est surtout aux travaux de Bergmann et de M. Berthier que les essais docimastiques doivent la précision qui les caractérise aujourd'hui.

dans 35 parties d'eau froide et dans 3 parties d'eau bouillante. Sa dissolution faite à froid colore en rouge vineux la teinture de tournesol, à la manière de l'acide carbonique; mais sa dissolution saturée à chaud donne au tournesol une teinte pelure d'oignon; elle colore en brun la teinture de curcuma, et en bleu celle de campêche, ainsi que le ferait un alcali, ce qui est assez singulier.

Il est bien plus soluble dans l'esprit-de-vin auquel il communique la propriété de brûler avec une flamme d'un beau vert, ainsi que Hoefer l'a reconnu le premier, en 1777. Avec l'esprit de bois, le phénomène est encore plus prononcé.

Indécomposable par le feu, il fond à la chaleur rouge comme le borax, et se vaporise sensiblement; à la chaleur blanche, il est tout à fait volatil, et dans un courant de vapeur d'eau, il est entraîné à la température de 100°.

Si, à froid, et par l'intermédiaire de l'eau, il ne manifeste pour les bases qu'une assez faible affinité, il n'en est plus de même aux températures élevées; il forme des sels très-stables, plus ou moins fusibles, et, par cela même, il peut déplacer des acides plus énergiques, mais moins fixes que lui. C'est ainsi, qu'en chauffant au rouge un mélange d'acide borique et de sulfate de soude, on produit du borate de soude, avec dégagement d'acide sulfureux et d'oxygène, tandis qu'en versant un léger excès d'acide sulfurique dans une solution de borax, on donne lieu à du sulfate de soude, et on provoque un dépôt d'acide borique en écailles. Vous voyez, Messieurs, combien les circonstances dans lesquelles on opère ont d'influence sur les résultats des réactions chimiques.

On ne connaît dans la nature qu'un très-petit nombre de *borates;* ceux de soude, de chaux, de magnésie. Le borate de chaux, qui paraît exister en quantités considérables dans les terrains d'Iquique, dépendant de la république de l'Équateur, arrive maintenant en Europe, et M. Buran l'exploite à Marseille pour en retirer l'acide borique. — On sait aussi, depuis quelques années, qu'il y a des traces de cet acide combiné, dans les eaux douces et salines, dans les eaux de certains puits. On l'a signalé, depuis longtemps, en belles masses lamellaires parmi les produits volcaniques des îles de Lipari et jusque dans l'intérieur du cratère du volcan appelé *Vulcano;* mais c'est surtout en Toscane, dans la vallée circulaire qui entoure les monts de Castel-Nuovo, non loin de Pomérance, qu'on remarque une production incessante d'acide borique.

Des fissures du terrain bouleversé, sur une ligne de 40 kilomètres au moins, s'échappent continuellement des vapeurs chaudes qui répandent dans l'air des nuages épais, blanchâtres, tantôt obscurcissant l'atmosphère, tantôt s'élevant en une colonne immense

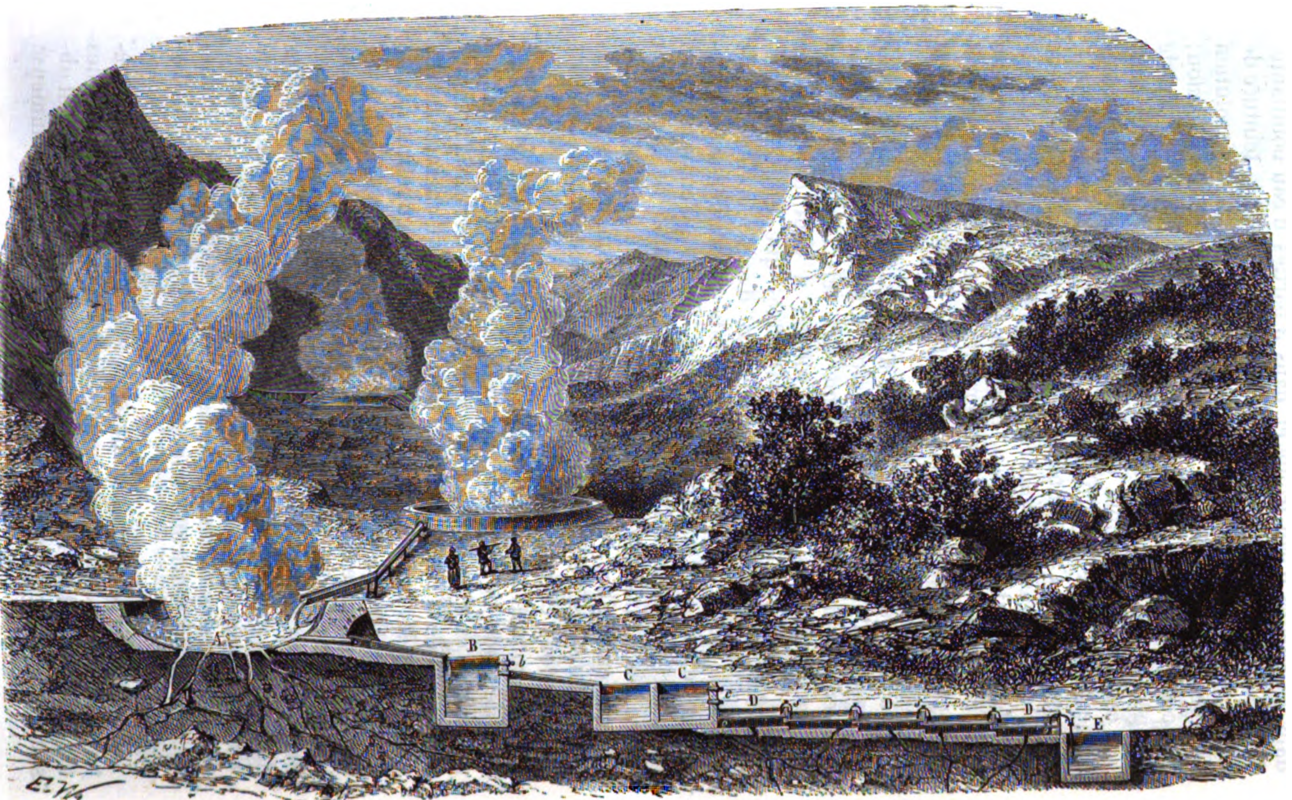



Fig. 281.

qui se perd dans les nues; c'est ce qu'on appelle des *Soffioni* (soufflets). C'est de la vapeur d'eau, à la température de + 100°, chargée d'acide borique, d'hydrogène sulfuré, de carbonate d'ammoniaque, de matière huileuse, de quelques sels, et entraînant de plus des matières terreuses. Ces vapeurs se condensent en grande partie au milieu de la vase qui s'accumule autour de ces jets, et y déposent toutes les substances qu'elles entraînent avec elles du sein de la terre.

Autrefois, la contrée où ce phénomène naturel s'accomplit, depuis probablement des milliers d'années, était regardée par les paysans comme l'entrée de l'enfer, et sans nul doute cette superstition remontait à une très-haute antiquité, car la montagne qui avoisine les plus puissants *soffioni* porte encore le nom de *Monte-Cerbero*, mont de Cerbère.

Les paysans ne passaient jamais dans cet endroit sans terreur, disant leur chapelet, et invoquant la protection de la Vierge. C'est en 1776 que Hoefer annonça le premier l'existence de l'acide borique dans les Maremmes, et Mascagni, dans ses *Commentaires*, appela l'attention sur la fabrication du borax, comme un objet très- important. C'est seulement depuis 1815 que les *lagonis* sont exploités régulièrement; ils fournissent actuellement, année commune, 750,000 kilog. d'acide cristallisé. Cette exploitation est très-simple. La localité elle-même en fournit les instruments.

Les *soffioni* ou vapeurs surgissent avec force dans différentes parties des crevasses des coteaux (*fig.* 231). On forme dans ces lieux, au-dessus de 2, 3 ou un plus grand nombre de *soffionis*, des bassins en maçonnerie A, dans lesquels on fait arriver l'eau des sources voisines plus élevées. Ces bassins, dits *lagonis*, de 10 à 20 mètres de diamètre, sont placés les uns à la suite des autres, par étages, à la distance de 50 à 200 mètres. Les *soffionis*, sortant de terre, soulèvent l'eau de ces bassins, y barbottent avec violence, la maintiennent constamment à la température de l'ébullition et la projettent à 1 et 2 mètres de hauteur. Lorsque cette eau a été imprégnée de vapeurs, pendant vingt-quatre heures, dans le bassin le plus élevé, on la fait descendre à l'aide d'un tuyau en bois, dans un second bassin, pour la soumettre. à une nouvelle imprégnation; de là, elle se rend dans un troisième, et ainsi de suite successivement jusqu'à ce qu'elle arrive dans de grands réservoirs rectangulaires appelés *vasques*, B, C, C où les matières terreuses se déposent. Dans ce passage à travers 6 à 8 bassins, l'eau s'est chargée, en moyenne, de 0,3 p. 100 d'acide borique.

Après un repos de quelques heures dans les vasques, la solution claire est décantée, et versée lentement dans une série de bassins en plomb D, D, D, larges, profonds, placés en étages et déversant leurs produits les uns dans les autres au moyen de siphons *s, s, s*. Depuis quelque temps ces bassins sont remplacés par une immense nappe de plomb légèrement inclinée, de 85 mètres de long sur 2 de large et présentant des ondula-

tions très-rapprochées. Cette nappe est supportée par des chevrons en bois au-dessus d'une galerie ou fosse en maçonnerie, dans la longueur de laquelle circule la vapeur fournie par un ou plusieurs *soffionis*. A la partie la plus basse de la nappe se trouve placée une chaudière E, également chauffée par la vapeur d'un *soffione*, et qui achève la concentration des eaux qui tombent goutte à goutte de la nappe. Ce système est tellement bien conçu, qu'une nappe évapore en vingt-quatre heures jusqu'à 20,000 litres d'eau, et cela est dû à l'immense surface qu'elle offre au liquide qu'on y fait couler. Tous les matins on enlève de la surface de la nappe évaporatoire et de la chaudière terminale le sulfate de chaux pulvérulent qui s'y est déposé en assez grande quantité.

La solution concentrée à 10° est versée par des entonnoirs dans des

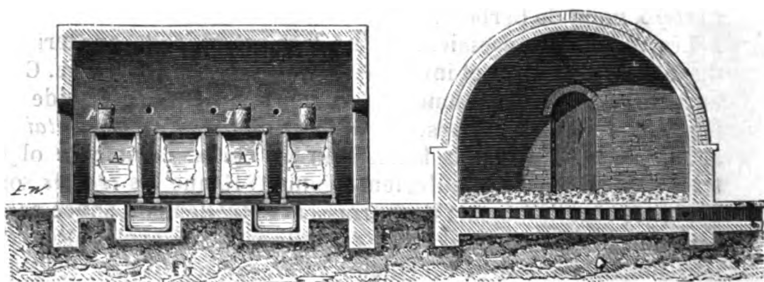


*Fig.* 232.

cristallisoirs A, A (*fig.* 232), qui sont des cuves en bois doublées en plomb. Au bout de quatre jours, la cristallisation est opérée. On enlève l'acide, que l'on fait égoutter dans des paniers en osier P, P, puis on le fait sécher dans des étuves chauffées par la vapeur de quelques *soffionis*. Au bout de vingt-quatre heures, l'acide est sec; on le transporte au magasin central, où l'on réunit, en un tas commun, l'acide fourni dans l'espace d'une semaine par toutes les fabriques, afin d'avoir un produit d'une même nature; certaines donnent de l'acide à 5 p. 100 d'impuretés, tandis que d'autres en fournissent de beaucoup plus impur, contenant 25 p. 100 et plus de matières étrangères.

Les établissements formés pour l'extraction de l'acide dans la vallée de Castel-Nuovo sont au nombre de dix. Ils contiennent depuis 3 jusqu'à 35 lagonis chacun. C'est un chimiste italien, du nom de Ciaschi, qui a créé cette exploitation. Le malheureux n'a pas joui longtemps de son ouvrage, car il périt misérablement en tombant dans un de ces bassins bouillants creusés par lui-même. Ce déplorable événement arriva en 1816. Un an après, un Français, M. Larderel obtint le privilége de l'exploitation, qui est devenue pour lui une source de richesse plus précieuse peut-être que toutes les mines d'argent du Mexique et du Pérou, et sans contredit moins capricieuse. Tout en faisant une fortune colossale, notre compatriote a enrichi ces Maremmes, jadis désertes et improductives; elles rapportent annuellement 1,200,000 fr. et occupent 1200 ouvriers. Le grand-duc de Toscane a créé M. Larderel comte de Monte

Cerboli. Le 30 novembre 1838, la société d'Heseck, qui lui a succédé, s'est constituée au capital de 9 millions de francs.

L'acide brut ou *grège*, tel qu'on le livre au commerce, est en petites écailles d'un blanc grisâtre. Il renferme, en moyenne :

| | |
|---|---|
| Acide pur | 84,00 |
| Alun / Sulfate double d'ammoniaque et de magnésie | 10,50 |
| Eau hygrométrique | 2,50 |
| Sulfate de chaux et matières insolubles | 2,50 |
| Acide sulfurique libre, matière organique | 0,50 |
| | 100,00 |

On le purifie aisément à l'aide de quelques dissolutions et cristallisations successives. Quand on veut le titrer, on en dessèche 20 gram. à l'étuve, à une température qui ne doit pas dépasser 50°, pour connaître la quantité d'eau interposée, et l'acide sec est traité par l'alcool bouillant à plusieurs reprises jusqu'à ce qu'il ne se dissolve plus rien. Les liqueurs sont filtrées bouillantes sur un filtre double, qui retient les sels et les substances insolubles. Le poids de ce résidu, soustrait de celui de l'acide desséché, indique son degré d'impureté.

De l'acide qui arrive de Toscane, une partie, celle qui ne contient pas plus de 10 à 12 p. 100 d'impuretés, est employée directement soit pour les porcelaines tendres et les terres de pipe fines, soit pour la fabrication du cristal ; l'autre partie, et c'est la plus considérable, est convertie en borax, tant à Livourne qu'en France, au moyen de sa saturation par le sel de soude ; ce borax artificiel

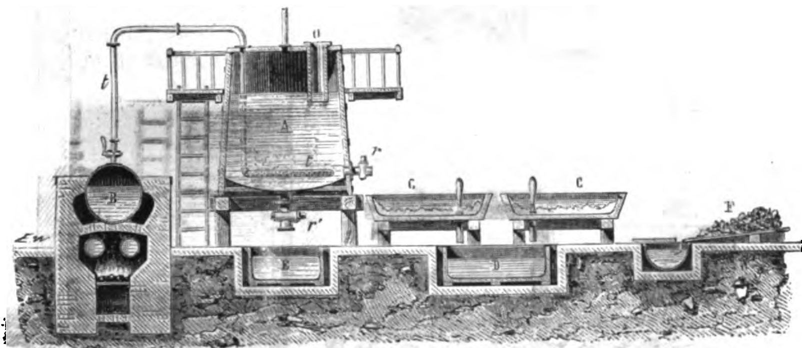



*Fig* 233.

a remplacé presque partout le borax de l'Inde. On opère de la manière suivante (*fig.* 233) :

Dans une cuve en bois A, doublée en plomb, on introduit 1,500 litres d'eau et 1,200 kil. de cristaux de soude; on ferme la cuve et l'on porte à l'ébullition au moyen d'un courant de vapeur qu'un tuyau en plomb *tt* amène du générateur B jusqu'au fond de la cuve. La dissolution du sel étant opérée, on y projette par fractions, et par l'ouverture O 1000 kil. d'acide borique brut, qui, en déplaçant l'acide carbonique, occasionne une vive effervescence. La saturation terminée, et la liqueur marquant environ 21° Baumé, on arrête le courant de vapeur et on laisse reposer pendant douze heures. On fait alors écouler la liqueur claire, au moyen du robinet *r*, dans des cristallisoirs en bois doublés en plomb C, C. Trois à quatre jours après, le borax ayant cristallisé, l'eau mère tombe dans des réservoirs en fonte D, pour repasser dans des opérations nouvelles. Les masses cristallines, détachées avec des ciseaux en fer, sont mises à égoutter sur un plan incliné F.

Avant de livrer le borax au commerce, on le soumet à un raffinage qui a pour but, moins de le purifier, que de le mettre sous forme de gros cristaux durs, ainsi que l'exigent les bijoutiers et les autres ouvriers soudeurs.

Pendant longtemps les Vénitiens et les Hollandais ont été les seuls en possession du commerce et du raffinage du borax; mais depuis la fin du siècle dernier ce monopole a cessé. Ce furent les frères Lesguillier qui les premiers montèrent à Paris une fabrique de ce genre; MM. Payen et Cartier, vers 1815, régularisèrent et simplifièrent cette industrie, en créant la fabrication du borax artificiel avec l'acide borique de Toscane.

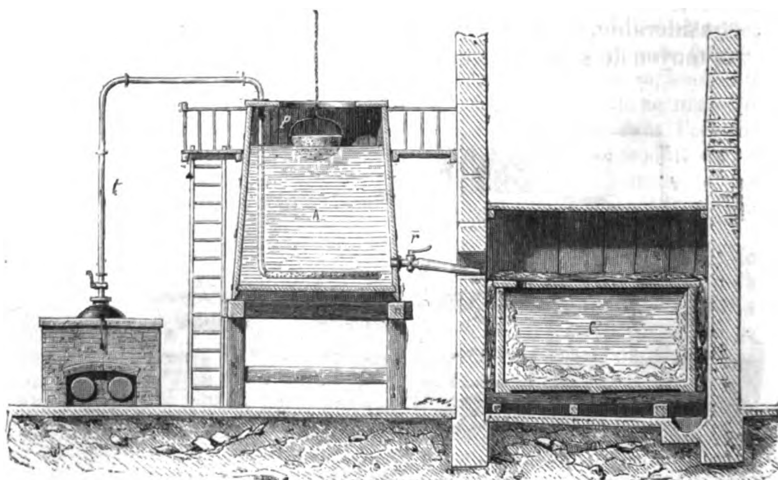



*Fig.* 234.

Dans une grande cuve pareille à la précédente (*fig.* 234), si ce

n'est qu'elle est beaucoup plus grande, A, on fait dissoudre le borax de la première cristallisation dans une suffisante quantité d'eau bouillante, en plaçant le sel dans un panier de tôle percé de trous et qu'une chaîne de suspension tient à moitié plongé dans l'eau de la cuve. On ajoute alors 5 p. 100 de cristaux de soude, et lorsque la solution marque 22° Baumé, on cesse le courant de vapeur. Après deux heures de repos, on fait passer le liquide dans un grand cristallisoir C de forme presque cubique, qu'on ferme et qu'on laisse dans le repos le plus complet. Au bout de 16 à 28 jours, suivant la température ambiante, la cristallisation est effectuée. Si le refroidissement a été assez lent, le borax est déposé en gros cristaux isolés et bien terminés, tels que les veut le commerce; dans le cas contraire, on n'obtient que des masses compactes. On soutire l'eau mère, et on détache les cristaux à l'aide du ciseau et du maillet. On les sèche sur des tables, on les trie et on les embarille dans des caisses de bois blanc.

Quand on veut avoir du borax octaédrique, on concentre tout simplement la dissolution jusqu'à 30°, puis on la met à cristalliser, et lorsque la température s'est graduellement abaissée jusqu'à + 56°, ce qui demande environ de 5 à 8 jours, on se hâte de soutirer la liqueur; c'est alors du borax octaédrique qui s'est déposé sur les parois du cristallisoir. L'eau mère donne ensuite du borax prismatique. Ainsi c'est une différence de concentration et de température dans la solution de borax qui détermine de si profonds changements dans la forme cristalline et l'état d'hydratation du même sel! Ce fait n'est pas, du reste, isolé dans la science; le carbonate de soude, l'azotate de strontiane sont dans le même cas.

C'est M. Buran qui, le premier, en 1818, a fabriqué ce borax octaédrique, mais c'est M. Payen qui, en 1828, a fait connaître son mode de fabrication et en a fait une étude chimique complète.

## Du chlorure de sodium.

Le chlorure de sodium est un des composés qui ont reçu le plus d'applications. On en fait usage, en effet, dans l'économie domestique, la médecine, les arts industriels et l'agriculture.

Son emploi, comme assaisonnement, remonte aux premiers âges du monde; l'histoire a conservé le nom de Phidippas qui le premier, en Grèce, eut l'idée de l'appliquer à la conservation des aliments. Tous les peuples de l'antiquité se sont formés sur cette précieuse substance les idées les plus superstitieuses; sa véritable nature a été méconnue presque jusqu'à nos jours; ce n'est guère que vers le milieu du dix-huitième siècle qu'on a

commencé à l'entrevoir. Marggraf, célèbre chimiste de Berlin, né en 1709 et mort en 1780, démontra le premier, par des expériences précises, qu'on peut retirer de ce sel de l'acide chlorhydrique et un véritable alcali, très-différent de la potasse, auquel il donna le nom d'*Alcali fixe minéral ;* c'est la *soude* de notre époque.

Nommé pendant longtemps *sel commun*, *sel de cuisine*, *sel marin*, *sel de roche*, *sel gemme*, puis *muriate* et *hydrochlorate de soude*, il n'a été désigné sous le nom de CHLORURE DE SODIUM que postérieurement à la découverte du chlore.

Il est formé, en nombres ronds, sur 100 parties, de

| | |
|---|---|
| Sodium | 40 |
| Chlore | 60 |
| | 100 |

et il est représenté par le symbole NaCl.

C'est certainement le corps le plus abondamment répandu dans la nature. Il s'y montre sous deux états : en couches plus ou moins considérables dans le sein de la terre, et en dissolution dans certaines eaux, telles que celles de la mer, des lacs et des fontaines salées.

Il y a des mines de *sel gemme* dans presque toutes les contrées; mais les plus considérables sont celles de l'Allemagne méridionale, de la Hongrie, de la Pologne, de l'Afrique, du Pérou et du Chili.

En Europe, celles de Wieliczka et de Bochnia, près de Cracovie, sont les plus célèbres. Elles s'étendent jusqu'en Moldavie, au pied septentrional des monts Karpathes. Elles ont été découvertes, vers le milieu du treizième siècle, sous le règne de Boleslas V, roi de Pologne. Casimir le Grand régla leur exploitation, et depuis cette époque, ces salines ont été une source inépuisable de richesse pour ce pays. Elles ont une longueur de plus de 100 myriamètres (200 lieues); leur largeur est quelquefois de 20 myriamètres (40 lieues); elles sont actuellement exploitées à une profondeur de plus de 400 mètres, et à 65 mètres environ au-dessous du niveau actuel des mers. C'est une succession de vastes souterrains, une ville immense avec ses rues, ses places publiques, ses cabanes pour les mineurs et leurs familles, dont plusieurs centaines y sont nés et y finissent leurs jours. Il y a des chapelles pour le service du culte, et plusieurs des galeries sont plus élevées et plus larges que des églises. Un grand nombre de lumières y sont toujours entretenues, et leur flamme, réfléchie de toutes parts sur les murs de sel, les font paraître tantôt clairs et étincelants comme le cristal, tantôt brillants des

plus belles couleurs, ce qui présente un admirable coup d'œil (1).

La quantité de sel que l'on a tirée de ces mines, depuis leur découverte, s'élève, d'après les archives, à plus de 600 millions de quintaux. La première couche de sel pur est à 300 mètres environ au-dessous de la surface du sol.

En France, on ne connaît guère que 13 mines ou dépôts de sel gemme, sur lesquelles 9 seulement sont exploitées; elles sont situées dans les départements du Jura, de la Haute-Saône, de la Meurthe, de la Moselle, de l'Ariége, et des Basses-Pyrénées. Les plus importantes sont celles de la vallée de la Seille (Meurthe), où se trouvent les célèbres gîtes de Dieuse et de Vic qui, dans une épaisseur de 68 mètres, offrent jusqu'à 13 couches superposées et distinctes de sel. Les dépôts de l'Ariége et des Basses-Pyrénées sont inexploités.

L'exploitation des mines de sel gemme se fait comme celle des carrières de chaux; on détache des masses plus ou moins considérables, qu'on verse immédiatement dans le commerce. Quand le sel est impur, on le dissout et on le met à cristalliser. Souvent on fait séjourner de l'eau dans les galeries des mines, et quand elle est saturée de sel, on la soutire à l'aide de pompes, puis on la fait évaporer pour en obtenir le produit solide. C'est ce qui se pratique dans les salines d'Hallein, au pays de Salzbourg, dans celles de Bex du canton de Vaud (Suisse), dans celles de Souabe, de la Bavière, du Wurtemberg, et dans les plus petites exploitations de Salins dans le Jura, de Salins et de Brescous dans les Basses-Pyrénées.

Le plus habituellement, le sel gemme est coloré en jaune, en brun et en rouge, quelquefois en violet, en bleu ou en vert, soit par des argiles, soit par des oxydes de fer ou de manganèse, soit enfin par des matières d'origine organique, restes d'infusoires ou d'animalcules microscopiques. Il renferme presque toujours un peu de chlorure de potassium.

Les lacs salés sont extrêmement nombreux, et on les rencontre principalement dans les grandes plaines de nos continents. Ils sont communs dans la Russie d'Asie, la Sibérie, la Hongrie, l'Afrique. Le sol même des contrées où existent ces lacs est tout imprégné de sel, et l'on en cite des masses solides, qui se montrent çà et là à fleur de terre, dans les parties où la sécheresse habituelle du climat permet leur conservation. Les eaux des lacs salés ont une couleur rougeâtre, et dégagent une odeur bitumineuse. Elles renferment depuis 1 jusqu'à 24 p. 100 de leur poids en sel marin.

---

(1) On lira avec intérêt la relation d'une *Excursion faite dans ces mines célèbres, en* 1833, insérée dans la *Revue britannique*, t. XII, 3e série, 1834, p. 160.

Il y a des sources salées dans presque tous les pays. Le sel marin y est toujours associé à d'autres sels, et principalement aux sulfates de chaux et de magnésie. Elles viennent manifestement de terrains salés qu'elles ont lavés sur leur passage, et telle est la circulation des eaux dans l'intérieur du globe, que les plus salées peuvent souvent être les plus éloignées du lieu où elles dissolvent le sel gemme. Ces sources sont très-répandues dans toute l'Allemagne. En France, on en connaît 27 réparties dans les départements de l'Ariége, du Doubs, de la Meurthe, de la Moselle, du Jura, des Basses-Alpes et des Basses-Pyrénées. Treize seulement sont exploitées; notamment celles de la Moselle, de la Meurthe, du Doubs et des Basses-Pyrénées, aux environs de Bayonne.

Quand ces sources sont assez riches en sel marin, on les fait immédiatement évaporer dans de grandes chaudières en fer, carrées, peu profondes et très-larges. Lorsqu'elles ne renferment que quelques centièmes de sel, on les soumet d'abord à une évaporation spontanée, en les faisant tomber sur des masses de fagots d'épines, très-hautes et placées sous des hangars ouverts.

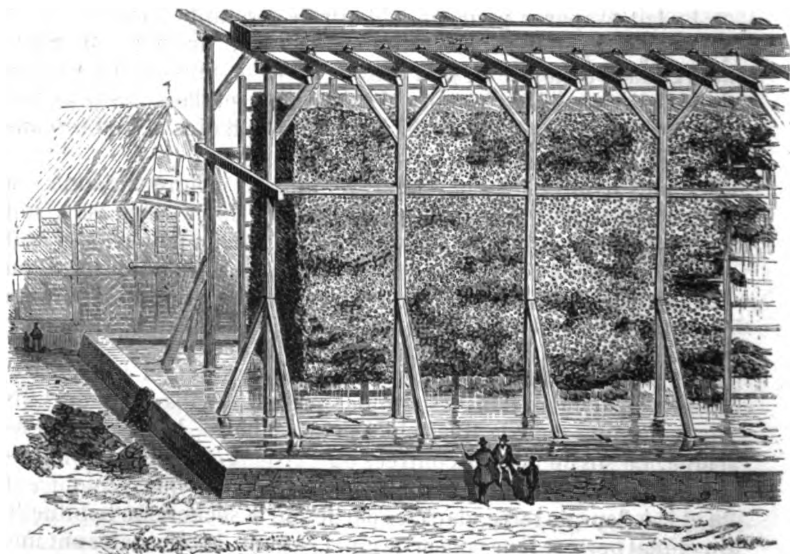


*Fig.* 235.

Voici la forme générale de ces appareils (*fig.* 235), qui sont connus sous le nom de *Bâtiments de graduation*.

Les eaux se divisent à l'infini, traversent les fagots en présentant une grande surface à l'évaporation, et se réunissent plus concentrées dans le bassin inférieur, d'où on les dirige une seconde, une troisième fois sur les fagots, jusqu'à ce qu'elles marquent environ 25° au pèse-sels de Baumé. On termine alors leur concentration dans des chaudières de fer carrées, peu profondes et très-larges. Pendant les premiers temps de l'ébullition, il se fait un dépôt d'une matière saline qu'on appelle *schlot*, qui est principalement formé d'un sulfate double de soude et de chaux. On l'enlève de temps en temps pour éviter qu'il ne s'attache aux parois des chaudières, et on le rassemble dans des augets en tôle, nommés *augelots*, qui sont placés au-dessus des chaudières. Au bout de 15 à 20 heures de feu, le sel marin commence à se déposer. Alors on change la liqueur des chaudières; on continue à la chauffer doucement; le sel se précipite; on l'enlève avec des écumoires; on le fait égoutter dans des trémies, puis on le porte aux séchoirs. On continue l'évaporation jusqu'à ce que le sel soit très-impur. On met de côté l'eau mère, épaisse, visqueuse et odorante qui reste dans les chaudières.

Les eaux de la mer diffèrent essentiellement des autres espèces d'eaux naturelles par leurs caractères physiques, qui sont dus à leur constitution chimique toute particulière. Elles ont une saveur salée, un peu amère et nauséabonde, et sur les côtes une odeur désagréable; elles possèdent, en outre, une certaine viscosité; elles tiennent en dissolution des sels dont la quantité varie depuis 3 jusqu'à 4 p. 100 du poids de l'eau et dont le chlorure de sodium fait la plus grande partie, quoiqu'il s'élève rarement à plus de 3 p. 100.

Voici toutes les matières salines qui ont été reconnues dans les eaux des différentes mers : chlorures de sodium, de potassium, de magnésium, de lithium, sulfates de chaux, de magnésie, de potasse, de soude, bicarbonates de chaux, de magnésie, de fer, de manganèse, phosphates de magnésie, ammoniaco-magnésien, chlorhydrate d'ammoniaque, iodure de sodium, bromures de sodium et de magnésium, acide silicique, matières organiques.

D'après les récentes recherches de MM. Malaguti, Durocher et Sarzeau, il faut ajouter à ces substances des millionièmes d'argent, de plomb et de cuivre. Un myriamètre cube d'eau du grand Océan contiendrait, d'après eux, 1,000 kil. d'argent. Les fucus et autres plantes marines en renfermeraient 26 fois plus, par suite de leur puissance d'assimilation, au moyen de laquelle ils concentrent aussi dans leurs tissus l'iode et le brôme des eaux qui les baignent. La présence des métaux dans ces eaux est facile à comprendre lorsqu'on sait que les sulfures d'argent, de plomb et

de cuivre sont très-répandus dans la nature et qu'ils font partie de tous les minerais métalliques; l'eau salée attaque ces sulfures et les transforme en chlorures qu'elle dissout. — M. Wilson a reconnu encore, tout récemment, dans les eaux du grand Océan la présence du fluor, et M. Daubrée celle de l'arsenic, en quantités infinitésimales, bien entendu.

Enfin, pour compléter l'énumération de toutes les matières tenues en dissolution dans l'eau des mers, il faut ajouter de l'air atmosphérique, de l'acide carbonique et de l'acide sulfhydrique libres. MM. Dumas et Lewy ont constaté que ce dernier gaz est excrété par les mollusques univalves et bivalves qui peuplent les mers.

Toutes les mers ne sont pas également chargées de matières salines. Les oscillations qu'elles présentent dans leur constitution chimique portent plus particulièrement sur la proportion des chlorures et des sulfates.

Le tableau suivant va vous démontrer la richesse comparative des eaux des principales mers.

| NOMS DES MERS. | DENSITÉ de LEURS EAUX. | EAU sur 1000 PARTIES. | MATIÈRES SOLIDES sur 1000 PARTIES. | SEL MARIN sur 1000 PARTIES. |
|---|---|---|---|---|
| Méditerranée (à Cette).. | 1,0258 | 962.5 | 37.5 | 29.4 |
| Manche (à Fécamp)..... | 1,0260 | 966.5 | 33.5 | 26.1 |
| Océan Atlantique...... | 1,0286 | 963.7 | 36.3 | 25.1 |
| Mer du Nord........... | 1,0234 | 969.7 | 30.3 | 23.5 |
| — Noire.............. | 1,0136 | 982.4 | 17.6 | 14.0 |
| — d'Azow........... | 1,0097 | 988.1 | 11.9 | 9.6 |
| — Caspienne......... | 1,0053 | 993.7 | 6.3 | 3.6 |
| — Morte............. | 1,0991 | 850.7 | 149.3 | 110.0 |

Vous le voyez, la salure des différentes mers n'est pas absolument la même. Les petites mers sont moins salées que les grandes, excepté la mer Morte et la Méditerranée, ce que l'on doit attribuer à la forte évaporation qui a lieu à leur surface, relativement à la faible masse d'eau qu'elles renferment. Dans le grand Océan, la salure n'est pas plus forte sous l'équateur que sous les pôles, mais, d'après M. Darondeau, la densité et le degré de salure sont plus considérables au fond qu'à la surface.

L'eau de mer est impropre à la boisson et aux autres usages de la vie; elle ne peut, en effet, ni cuire les légumes et les viandes, ni dissoudre le savon qu'elle décompose. Aussi embarque-t-on toujours de l'eau fraîche à bord des bâtiments. On a cherché les moyens de rendre l'eau de mer potable. La distillation

fut le premier procédé auquel on eut recours, et, après bien des essais, c'est à lui qu'on a définitivement donné la préférence (1).

Le capitaine Freycinet, dans son voyage autour du monde, à bord de l'*Uranie*, s'est procuré de bonne eau pour le service de son équipage, en distillant l'eau de mer dans un appareil construit par ses ordres, sous les yeux du chimiste Clément, et qui donnait par jour 1000 litres d'eau distillée, au prix de 1 centime le litre. Cet officier trouva qu'en abandonnant l'eau distillée pendant 15 à 20 jours au contact de l'air, elle perd peu à peu sa saveur désagréable, et devient semblable à l'eau de rivière.

Rochon en 1813, de Keraudren en 1816, le capitaine danois de Konnig en 1825, Wells et Davies en 1836, Peyre et Rocher en 1839, M. Normamby en 1851, ont perfectionné successivement les appareils distillatoires pour la marine, en sorte qu'aujourd'hui les navigateurs sont à l'abri de tous les inconvénients qu'entraînait autrefois le manque d'eau douce à bord des bâtiments. L'appareil de M. Rocher, adopté par un très-grand nombre d'armateurs, n'est autre chose qu'une cuisine de navire

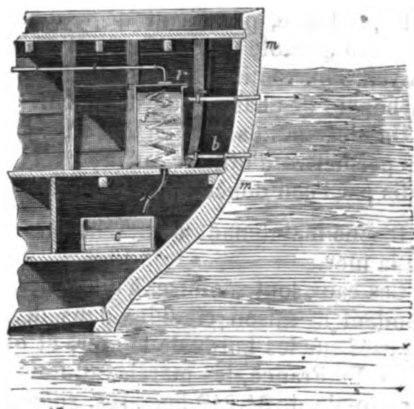



*Fig.* 236.

en cuivre étamé, dans laquelle la chaleur est utilisée tout à la fois pour la cuisson des mets et l'évaporation de l'eau : la caisse principale de cette cuisine, alimentée par l'eau de mer, fait office de bain-marie pour chauffer les compartiments où la cuisson des mets a lieu, et les vapeurs qu'elle fournit, à la température de + 108°, s'élèvent dans un chapiteau dont le col est en communication avec un condensateur sous-marin, d'une disposition fort ingénieuse (*fig*. 236). C'est un serpentin ordinaire *s* avec réfrigérant clos *r*, disposé sous le pont du navire et au-dessous de la flottaison. Deux tuyaux métalliques sont placés horizontalement, l'un à la partie supérieure *a*, l'autre à la partie inférieure *b* du réfrigérant et tous deux percent la coque *mm* du navire. Lorsque l'eau du réfrigérant s'est échauffée par la condensation de la vapeur qui circule dans le serpentin, les parties les plus élevées en température montent à

(1) C'est Jean-Baptiste Porta, né à Naples en 1537 et mort en 1615, qui employa le premier la distillation pour rendre l'eau de mer potable. Avec 3 litres d'eau de mer, il parvint à faire 2 litres d'eau douce.

la partie supérieure et sortent par le tuyau *a* pour s'écouler à la mer, tandis qu'une quantité proportionnelle d'eau de mer froide entre par le tuyau *b* ; il se fait de la sorte une circulation qui entretient, pendant toute la durée de la distillation, l'eau du réfrigérant à une température suffisamment basse pour la condensation, sans qu'il y ait besoin d'aucune surveillance. L'eau distillée s'écoule dans un réservoir C placé dans les parties basses du navire. — Une cuisine de dimension convenable pour une corvette de 32 canons, ayant 228 hommes d'équipage et consommant 684 litres d'eau douce par jour, peut donner en onze heures de chauffe 719 litres d'eau distillée, en ne consommant que 72 kil. de houille. C'est ce qui résulte d'expériences faites en 1839 à Rochefort par la commission maritime de ce port.

L'eau douce, provenant de la distillation de l'eau de mer, ne serait ni potable ni salubre, si l'on n'y introduisait pas d'air au moyen d'un ventilateur, et si l'on n'y ajoutait pas quelque peu de carbonate de chaux et de sel marin.

Un des grands avantages de ces appareils distillatoires, c'est de permettre d'utiliser au moins les 4/5 de la place occupée jadis par l'eau douce embarquée dans des caisses de tôle.

Disons maintenant comment on retire le sel marin des eaux de la mer.

Ces eaux sont soumises à une évaporation spontanée à l'air libre, pendant la saison chaude, dans de vastes bassins ou réservoirs creusés sur les bords de la mer, et qu'on nomme des *marais salants*. En France, les marais, au nombre de 82, occupant une surface totale de 24,248 hectares, sont situés :

1 sur les côtes de la Manche, dans le département d'Ille-et-Vilaine (1 hectare de surface);

36 sur les bords de l'Océan, dans les départements de la Charente-Inférieure, de la Loire-Inférieure, du Morbihan et de la Vendée (15,320 hectares de surface);

Et 45 sur les côtes de la Méditerranée, dans les départements de l'Aude, des Bouches-du-Rhône, de la Corse, du Gard, de l'Hérault, des Pyrénées-Orientales et du Var (8,918 hectares).

Les plus beaux sont à Maremmes (Charente-Inférieure) et au Croisic (Loire-Inférieure).

La figure 237 donne une idée des marais salants du bourg de Batz en Bretagne.

Sur les bords de l'Océan, un marais salant comprend la *saline* et les *dépendances* ou *accessoires*. On appelle *saline* l'assemblage de toutes les *appartenances* nécessaires pour l'évaporation progressive de l'eau de mer et la cristallisation du sel. Les *dépendances* sont, d'abord, un vaste réservoir d'une seule pièce, d'environ 32 à 64 centimètres de profondeur, nommé *vasière*, et quelquefois un second réservoir, nommé *cobier*, qui est partagé en plusieurs carrés longs, divisés entre eux par de petits sen-



Fig. 237.

tiers unis de quelques centimètres d'élévation. Des chaussées, hautes d'environ 1 mètre et nommées *bossis*, entourent la saline et la séparent de ses dépendances. Ces bossis n'ont point une dimension déterminée ; seulement les parties les plus larges s'appellent des *trémets*. Des conduits souterrains, nommés *coëfs*, pratiqués dans l'épaisseur des bossis, servent à faire communiquer la saline avec le cobier et la vasière.

La saline elle-même se divise en un nombre plus ou moins considérable de compartiments nommés *fares*, semblables à ceux des cobiers, qui occupent habituellement le pourtour de la saline, et qui communiquent, par de petites rigoles nommées *délivres*, avec les bassins inférieurs appelés *œillets*. Ceux-ci ne se distinguent des *fares* que par les *ladures* ou petits plateaux circulaires qui occupent le milieu de leurs cloisons ; ils n'ont que 8 à 10 centimètres de profondeur.

Comme on le voit, l'eau de la mer une fois introduite dans la *vasière*, où elle dépose les matières qu'elle tient en suspension en même temps que sa température s'élève, l'opération ne consiste plus qu'à la conduire, en la faisant passer sur le sol échauffé du *cobier* et des *fares*, dans les *œillets*, où doit s'achever son évaporation. La vasière est alimentée elle-même par un canal principal et de nombreux *étiers*, qui parcourent en tous sens le marais; l'exhaussement de son sol ne permet de la remplir ou de la renouveler, que pendant les *reverdies*, c'est-à-dire pendant les grandes marées de la nouvelle et de la pleine lune.

Quand le sel est fait, et généralement cette opération demande deux jours, il se trouve divisé en deux parts. A la surface de l'eau est le sel blanc ou *menu*, qui surnage en crème légère ; on se sert pour le recueillir d'une espèce de cuiller mi-plate, nommée *lance*; ce sel est la propriété des ouvriers ou *sauniers*, à qui les *paludiers* ou maîtres l'abandonnent pour salaire. Au fond de l'œillet se trouve le gros sel ou *sel gris* ; il est rare que ce dépôt ait beaucoup plus de 2 millimètres et demi d'épaisseur. Un râteau de bois plein, nommé *le las*, sert à le rassembler sur la ladure. Le lendemain, des femmes, courant pieds nus sur les cloisons glissantes de la saline, le transportent, au moyen de *gèdes* posées sur leur tête, sur les trémets, où il est mis en *mulons*. A la fin de la saison, les mulons sont recouverts d'une épaisse couche de terre glaise qui, bien façonnée au battoir, pourrait le conserver pendant nombre d'années sans aucune détérioration. C'est pendant qu'il est ainsi en mulons, que le sel s'égoutte et se dépouille des sels déliquescents, notamment du chlorure de magnésium ; lorsqu'il est suffisamment sec, on le livre au commerce. C'est le *sel gris*, dont la couleur est due à un peu d'argile provenant des parois des bassins et de la couche de glaise dont on l'a recouvert.

Dans les marais salants du Midi, la disposition générale et la manière même d'opérer sont fort différentes (*fig.* 238). L'eau de mer M, après avoir été introduite dans un vaste bassin peu profond B, s'écoule lentement dans une série de bassins rectangulaires C, C, C plus petits et moins profonds, où elle se concentre, et passe de là dans de grands puits P, dits *puits des eaux vertes*. Des machines hydrauliques plus ou moins perfectionnées prennent ensuite cette eau, et la déversent dans de nouveaux bassins d'évaporation D, D, D, dits *chauffoirs intérieurs*, d'où elle se rend dans un réservoir E appelé *pièce maîtresse*, et de là dans des puits F nommés *puits de l'eau en sel*. Déjà l'eau commence à saliner; elle marque

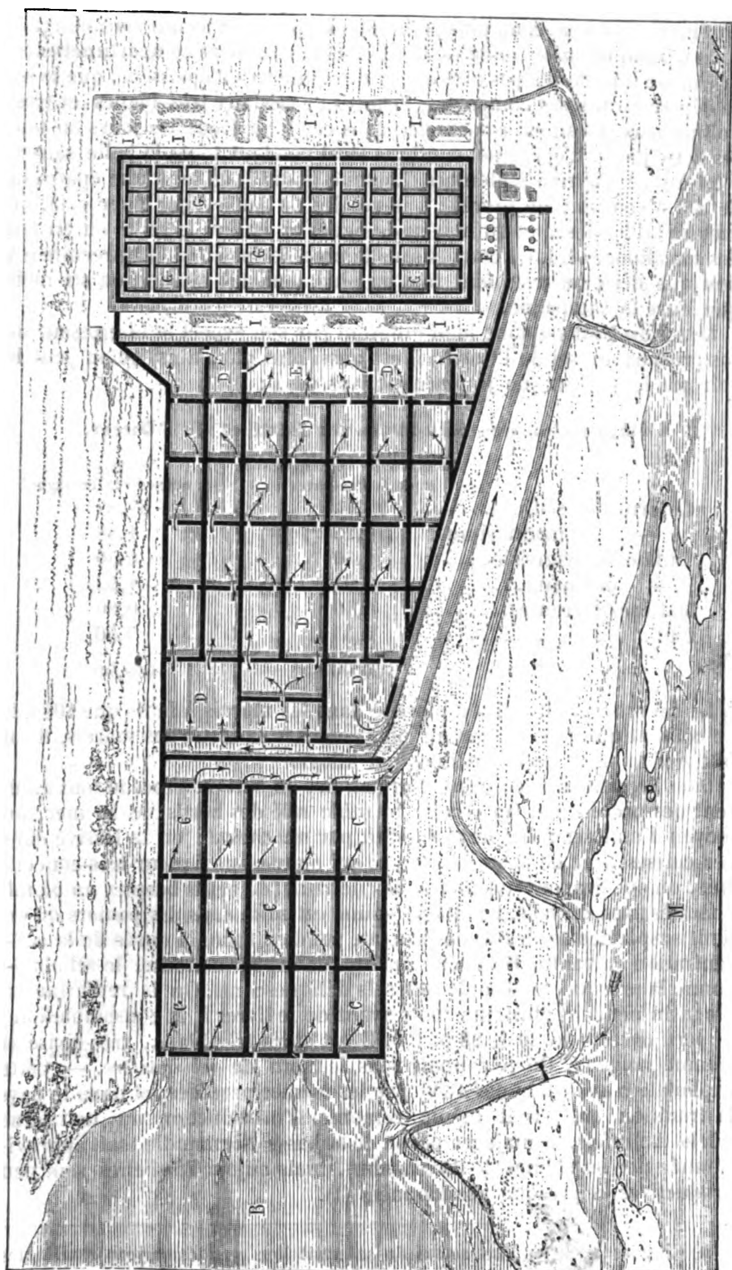


Fig. 238.

22 à 24° B. Soutirée de nouveau à l'aide de pompes, elle entre dans des bassins G, G, G beaucoup plus petits que les premiers et qui sont désignés sous le nom de *tables salantes*. C'est dans ces derniers compartiments où la couche liquide n'a pas plus de 5 à 6 centimètres d'épaisseur, que le sel se dépose en masses compactes, formées de cristaux très-blancs et très-volumineux. L'eau est renouvelée dans ces tables tous les jours ou tous les deux jours. L'opération continue ainsi pendant toute la belle saison, c'est-à-dire d'avril à septembre. Lorsque le dépôt de sel a une épaisseur de 4 à 5 centim., on procède à la récolte ou au *levage*; pour cela, on met les tables à sec et au moyen de pelles on enlève le sel et on en fait des tas allongés I, I, I, I connus sous le nom de *camelles*. Cette récolte n'a lieu que deux ou trois fois, tout au plus, pendant les cinq ou six mois que dure la campagne.

Le sel du Midi est donc bien différent par son aspect et la grosseur de ses cristaux du sel de l'Ouest; il est aussi plus pur, ainsi qu'on peut le voir par le tableau que je place sous vos yeux :

**Composition des sels bruts du Midi et de l'Ouest.**

| | Sel ordinaire du Languedoc et de la Provence. | Sel gris des côtes de la Bretagne. |
|---|---|---|
| Chlorure de sodium...... | 95,11 | 87,97 |
| — de magnésium.. | 0,23 | 1,58 |
| Sulfate de magnésie...... | 1,30 | 0,50 |
| — de chaux......... | 0,91 | 1,65 |
| Matières terreuses........ | 0,10 | 0,80 |
| Eau..................... | 2,35 | 7,50 |
| | 100,00 | 100,00 |

Le sel est produit à si bon marché dans les marais salants que 100 kil. ne coûtent que 1 franc tout au plus; mais à sa sortie des marais, il est frappé d'un droit de 10 centimes par kilogr.

Dans l'Avranchin, en basse Normandie, on suit un procédé tout différent des précédents. On récolte le sable salé des bords de la mer, au moyen d'un long rabot ferré conduit par un cheval; on le lessive dans des caisses avec de l'eau de mer, ce qui donne une liqueur très-concentrée, qu'on évapore ensuite à siccité dans de petits bassins en plomb chauffés avec du bois. La masse saline est mise dans des paniers qu'on tient suspendus au-dessus des bassins, pendant toute la durée de la concentration suivante. Humecté ainsi par la vapeur aqueuse, le sel abandonne la presque totalité de ses sels déliquescents. On le renferme en magasin pendant plusieurs mois avant de le livrer à la consommation; il perd encore de 20 à 28 p. 0/0. Il est alors très-blanc, très-divisé et comme neigeux. On le connaît sous le nom de *sel ignifère*. — Cette exploitation avait lieu dès 1600 par les mêmes procédés, et dans le pays la tradition en faisait même remonter l'introduction au neuvième siècle. Autrefois, la majeure partie de la basse Normandie était approvisionnée par les salines de l'Avranchin, mais aujourd'hui elles sont peu productives et presque abandonnées (1).

(1) Chez les anciens, l'extraction du sel avait lieu par des moyens semblables

Il ne reste plus en France, du reste, que 13 laveries de sable, à savoir : 7 dans la Manche, 4 dans le Calvados et 2 dans les Côtes-du-Nord.

Les eaux-mères qui ont donné le sel dans les marais salants, et qui renferment en abondance du sulfate de magnésie, ont été pendant longtemps sans aucun emploi. M. Balard, à qui l'on doit, vous ne l'avez pas oublié, la découverte du Brôme, a reconnu, il y a une vingtaine d'années, qu'il est possible d'extraire avantageusement de ces eaux-mères du sulfate de soude, bien que ce sel n'y préexiste pas. L'influence du froid donne lieu, en effet, à une réaction très-curieuse entre le chlorure de sodium et le sulfate de magnésie, ainsi que Schéele en 1785 et Green en 1794 l'avaient déjà constaté.

A quelques degrés au-dessous de 0, ces deux sels se décomposent mutuellement et se transforment en chlorure de magnésium déliquescent et en sulfate de soude cristallisable : c'est ce qu'exprime l'équation suivante :



$$NaCl + MgO,SO^3 = MgCl + NaO,SO^3.$$

M. Balard a vu que si l'on ajoute à ces eaux-mères un excès de sel marin, et qu'on les abandonne en couches minces au froid des nuits de l'hiver, elles laissent déposer, à 0°, du sulfate de soude très-pur en grande quantité. Dans une saline dont la surface d'évaporation est de 200 hectares, M. Balard a récolté annuellement 600,000 kilogr. de sulfate de soude ; la théorie indique qu'on peut en obtenir 2,500,000 kilogr. Comme ce sel vaut à peu près quinze fois plus que le sel marin, vous comprenez, Messieurs,

---

aux nôtres. Dans l'île de Crète et sur quelques points du littoral de l'Italie et de l'Afrique, il y avait de véritables marais salants ; Pline en fait mention. (*Hist. Natur.*, XXXI, 7.) Dans les Gaules, dans la Germanie, dans la Cappadoce, ainsi que dans beaucoup d'autres pays de l'empire romain, on exploitait, comme on le fait encore, des fontaines salées. Enfin on extrayait le sel gemme en Cappadoce, à Agrigente, à Tragasée, à Oromène.

Les marais salants étaient autrefois bien plus nombreux qu'aujourd'hui. Il y en avait dans la haute Normandie. A l'entrée de la Seine, il existait des salines, aux onzième et douzième siècles, sur tout le plateau renfermé entre le cap de la Hève et la falaise d'Orcher, notamment à l'Heure, à Graville, à Harfleur, et même à Montivilliers. Il y a eu des salines jusqu'au dix-huitième siècle, dans les marais du Havre de Grâce, là où étaient naguère les fossés et les fortifications. Mais l'exploitation la plus importante dans cette région a été celle de Bouteilles, près de Dieppe. Il est mention des salines de cette localité dès le septième siècle, dans une charte de Childéric, donnée à Saint-Lantberg, en 672. C'est aux onzième et douzième siècles qu'elles acquirent une grande importance. Il est constant que jusqu'au quatorzième siècle la mer allait jusqu'à Bouteilles, puisque des nefs y remontaient charger le sel. (L'abbé Cochet, *Anciennes industries du département de la Seine-Inférieure.* — 1848.)

tout l'intérêt qui s'attache à cette opération, qui peut remplacer le sel marin par une proportion correspondante de sel de Glauber.

Dans les eaux, qui ont abandonné le sulfate de soude, se concentre toute la potasse que renferme l'eau de mer. L'évaporation de ces eaux aux rayons solaires, laisse cristalliser du sulfate de potasse, mêlé de sulfate de magnésie qu'il est facile de séparer. M. Balard a retiré de sa saline de 200 hectares, 90,000 kilogr. de sulfate de potasse pur. Ce sulfate est très-précieux, puisqu'il peut servir à fabriquer du carbonate de potasse par le même procédé qui donne la soude artificielle.

Ainsi, comme vous le voyez, voilà dans les eaux de la mer une source inépuisable de sulfates de soude et de potasse, sels que l'industrie réclame. Les essais de M. Balard ne sont pas restés stériles. A l'exposition universelle de 1855, Marseille exposait les sulfates de soude, de magnésie, de potasse, les chlorures de potassium et de magnésium, le carbonate de potasse et la magnésie, que MM. Agard et Prat savent extraire des eaux-mères des marais salants de Berre et de Rassuen, par les procédés que M. Balard a su rendre pratiques, et dont le premier, à son grand honneur, il a entrevu toute la portée pour l'avenir industriel des salines du Midi.

Comme je l'ai dit précédemment, le *sel gris* provenant des marais salants de l'Ouest, outre les matières terreuses qui le colorent, renferme toujours des sels étrangers. Les sels de magnésie lui communiquent une saveur amère, et le chlorure de magnésium lui donne la propriété de s'humecter au contact de l'air. Une grande partie de ce sel n'est livrée à la consommation qu'après avoir subi dans des raffineries soit un simple lavage, soit une épuration complète.

Le *lavage* consiste seulement à agiter le sel dans de l'eau déjà saturée du même corps; on entraîne ainsi une partie des sels magnésiens et des matières insolubles qui restent en suspension dans l'eau de lavage; celle-ci peut servir un grand nombre de fois. On égoutte le sel, puis on le chauffe très-fortement dans des étuves en maçonnerie. On lui fait perdre par ce moyen 7 p. 0/0 d'eau qu'il retrouve plus tard chez les débitants.

Le *raffinage*, proprement dit, consiste à précipiter la magnésie, en ajoutant un lait de chaux à la dissolution du sel marin dans l'eau ordinaire. On fait ensuite passer la liqueur, pour la filtrer, à travers des vases dont les fonds percés de trous sont recouverts de ces nattes dans lesquelles on apporte le sucre des colonies. Il ne reste plus qu'à l'évaporer, ce qui se fait au moyen de 2 énormes chaudières à fond plat et très-peu profondes. La première est

exposée à l'action directe du feu ; l'évaporation y est rapide, et on obtient du sel très-blanc en petits cristaux confus pour l'usage de la table. La deuxième chaudière n'est échauffée que par le passage des produits de la combustion. Sa température ne dépasse pas 50 à 60°. Le sel s'y dépose lentement en cristaux cubiques disposés en trémies assez volumineuses, très-recherchées pour les salaisons des morues. Ce sel n'est pas chimiquement pur, mais les sels étrangers qu'il renferme encore sont en trop petite quantité pour nuire dans les applications diverses qu'on a su en faire.

Depuis quelques années, on falsifie fréquemment le sel brut, soit en le mouillant pour en augmenter le poids, soit en y mêlant du sablon, de l'albâtre, du plâtre cru, qui ont le triple effet d'accroître son poids, de lui donner un aspect plus blanc, et de le faire paraître moins humide. Le mouillage du sel s'apprécie par la dessiccation à une température de + 100°. On doit regarder comme ajoutée toute quantité d'eau qui dépasse 9 p. 0/0. On reconnaît par la solution et la filtration la présence des matières insolubles. Les sels blancs doivent se dissoudre sans résidu ; les sels gris, non falsifiés, ne fournissent pas plus de 1 à 3 p. 0/0 de substances insolubles.

Il règne dans le monde un préjugé assez bizarre relativement au sel blanc. On est persuadé qu'il sale moins que le sel gris. Cette erreur, qu'il importe de détruire, vient sans doute de ce que le dernier, en raison des sels de magnésie qu'il contient, a une saveur amère qui se fait plus fortement sentir dans les dissolutions que la saveur salée. En faisant abstraction de cette saveur étrangère, le sel blanc, pris sous le même poids et dans le même état de sécheresse, donne aux mets une saveur franche et salée plus prononcée que le sel gris, puisque celui-ci renferme des matières terreuses qui occupent la place d'une quantité semblable de sel pur.

Il en est de même de la cassonade comparée au sucre raffiné. Vous entendez dire partout que la première sucre plus que le second, comme si les matières étrangères qu'elle contient ne devaient pas produire un effet tout contraire. Le simple bon sens fait concevoir qu'une substance, dans son état de pureté, doit présenter les propriétés qui la caractérisent à un plus haut degré, que lorsqu'elle est étendue et altérée par des matières inertes.

Le chlorure de sodium, amené à son état de pureté, a une saveur salée, un peu piquante, mais franche et sans arrière-goût désagréable ; aussi est-il recherché par l'homme pour relever la saveur de ses mets, et par les animaux qui s'en montrent très-friands. Il est inodore.

Il cristallise en cubes incolores, translucides, dont le volume

n'est jamais très-considérable. Ce n'est que dans les grandes chaudières de concentration des salines, qu'il se montre à la surface du liquide sous la forme d'entonnoirs carrés ou de *trémies* d'assez grande dimension (*fig.* 239). Ce sont des pyramides creuses formées par la juxtaposition des cubes le long de leurs bords.



*Fig.* 239.

Dans tous les cas, ces cristaux ne contiennent que de l'eau interposée; aussi décrépitent-ils quand on les projette sur des charbons ardents. Dans les mines de Wieliczka, il y a des cristaux de sel gemme qui présentent un fait fort curieux, signalé par M. Dumas. Non-seulement ils décrépitent quand on les chauffe, mais aussi quand on les met en contact avec l'eau; dans cette dernière circonstance, il en sort une infinité de bulles gazeuses. Il est évident que ce gaz est emprisonné dans des cavités microscopiques à un état de forte condensation. A mesure que le sel se dissout, ces cavités éprouvent peu à peu un affaiblissement de leurs parois qui permet bientôt au gaz de les rompre en s'échappant avec explosion. Beaucoup de ces cristaux contiennent la moitié de leur volume de gaz, ce qui est énorme, surtout quand on songe qu'on n'aperçoit dans ce sel aucune cavité appréciable à l'œil. Ce gaz, d'après H. Rose, offre à peu près la composition du gaz des marais ($C^2H^4$). Ce chimiste pense qu'il est probablement condensé au point d'exister à l'état liquide ou solide dans l'intérieur de la masse, et qu'il reprend l'état de fluide élastique à la pression ordinaire.

L'eau froide dissout presque autant de sel marin que l'eau chaude, de 35 à 40 p. 0/0. Sa solution saturée ne bout qu'à $+109^\circ$, et ne se congèle que bien au-dessous de $0^\circ$, ainsi que Boyle l'a reconnu le premier. Cette circonstance, due à la grande affinité du sel pour l'eau, explique pourquoi l'eau de la mer conserve sa liquidité, tandis que l'eau des rivières se congèle.

Il éprouve la fusion ignée à la chaleur rouge, et se volatilise en fumées blanches dans un courant d'air. Ces propriétés ont été mises à profit pour vernir certaines poteries de grès et de faïence. Vers la fin de la cuisson de ces poteries, on jette dans le four du sel marin, qui se volatilise aussitôt et vient s'attacher, en poudre fine, aux parois des différents vases. Là, il se décompose sous l'influence de l'argile; l'eau en vapeur, répandue dans le four, en se portant sur le sel, le transforme en acide chlorhydrique qui se dégage, et en soude qui produit, avec la silice et l'alumine des poteries, un enduit vitreux, mince et très-adhérent. C'est vers 1690 que ce procédé de vernissage fut imaginé par les frères Ellers.

Je n'indiquerai pas les diverses circonstances dans lesquelles le

sel marin est employé. Ses applications sont si nombreuses, qu'il faudrait consacrer un volume à leur description. Je me bornerai à mettre sous vos yeux quelques chiffres qui vous montreront la haute importance de ce produit.

La production annuelle de la France était, en 1852, d'après les documents officiels, de :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Marais salants................ | 3,550,785 | quint. m. | valant | 4,932,954 fr. |
| Laveries en activité.......... | 5,589 | — | | 44,589 |
| Mines et sources salées....... | 724,002 | — | | 2,865,556 |
| | 4,280,376 | | | 7,843,099 |

15,650 ouvriers ont été occupés à cette exploitation.

---

# VINGT-DEUXIÈME LEÇON.

## SUITE

## DES COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION.

SOMMAIRE. — Des *azotates de potasse et de soude.* — Raffinage du salpêtre. — Des feux d'artifice. — De la poudre à canon. — Époque de sa découverte. — Sa fabrication. — Son essai. — *Du chlorate de potasse.* — Des poudres fulminantes. — Des allumettes chimiques.

Pour terminer l'étude des composés du potassium et du sodium, il me reste à vous parler des azotates de potasse et de soude, et du chlorate de potasse.

### Des azotates de potasse et de soude.

Des cinq azotates naturels, que je vous ai déjà signalés à propos de l'acide azotique (1), les deux qu'il importe surtout de connaître, en raison de leurs usages divers comme agents oxydants, sont ceux de potasse et de soude.

Connu dans l'Orient dès l'antiquité la plus reculée, nommé *nitron* ou *nitrum* par les Grecs et par les Romains, d'où est venu le mot français *nitre*, l'AZOTATE DE POTASSE prit, dans le huitième siècle, la désignation de *sel de pierre* ou *salpêtre*, et acquit, quelques siècles plus tard, une haute importance par l'emploi devenu général de la poudre à canon. Sa nature a été longtemps ignorée.

---

(1) Voir Xe leçon, p. 200.

Boyle, au dix-septième siècle, démontra synthétiquement qu'il est composé de potasse et d'eau-forte; mais il faut arriver à l'époque de Lavoisier pour trouver des renseignements exacts sur sa véritable composition. Dans le langage vulgaire, il est presque toujours appelé *nitre*, *sel de nitre* et *salpêtre*. Son nom scientifique était naguère *nitrate de potasse*.

On le rencontre dans beaucoup de localités différentes, comme à la surface des plaines ou des roches calcaires, sous la forme d'efflorescences blanches, d'une saveur piquante et un peu amère (1). Il se produit à chaque instant dans les lieux exposés aux émanations des animaux, et où existent en même temps des bases salifiables, comme la chaux, la soude, la potasse, l'ammoniaque ou la magnésie. Ainsi, on le trouve dans tous les lieux habités, bas, sombres et humides, dans les écuries, les étables, les caves, sur les murs des habitations, mais seulement jusqu'à la hauteur où ces murs peuvent être encore humides, car l'humidité est une des conditions de sa formation. On n'en trouve pas, en effet, dans les maisons, au-dessus du premier étage (2). Le sol des celliers, des caves, des bergeries, en contient beaucoup. Il y a des azotates dans tous les endroits cultivés; ce sont les engrais qui les produisent, et toutes les plantes qui croissent près des murailles ou dans les lieux pierreux, telles que la pariétaire, la mercuriale, l'ortie, la bourrache, la buglosse, la ciguë, le grand soleil, la morelle, le tabac, l'orge, le pastel, le raifort, le cochléaria, etc., en renferment abondamment.

L'azotate de potasse est presque constamment accompagné, dans ces diverses circonstances naturelles, d'azotates de chaux, de magnésie et d'ammoniaque.

La formation de ces divers nitrates est encore enveloppée de quelque obscurité. De toutes les hypothèses émises à cet égard, la plus vraisemblable est celle qui a été formulée par M. Kuhlmann. L'expérience a démontré que dans les pays tempérés et froids, les matières animales sont pour ainsi dire indispensables à la nitrifi-

---

(1) Au milieu des déserts de l'Afrique, le major Gardon Laing observa, en 1825, un phénomène qui se remarque sur tous ces immenses espaces dépouillés de végétation. A l'époque du plus grand froid de la journée, c'est-à-dire au lever du soleil, la terre se couvre d'une couche de nitre.

(2) Le nitre qui se forme à la surface des murs, et qui se montre en petites efflorescences blanches et brillantes, d'une saveur piquante et fraîche, est une cause sans cesse agissante de destruction. Il ronge, carie et détruit les plus fortes assises, les constructions les plus épaisses et les plus solides, et rien ne peut arrêter les progrès de cette altération; aussi faut-il en extraire les pierres attaquées et les remplacer. Le peuple attribue cette détérioration des murs à l'influence des rayons de la lune; c'est un préjugé de tous les pays, qui n'a pris naissance que par suite de cette disposition générale des personnes peu instruites à tout expliquer par des causes apparentes ou surnaturelles.

cation. Or, ces matières, en se décomposant spontanément, produisent de l'ammoniaque; celle-ci rencontre, à l'état naissant, et au milieu de corps poreux comme le sont les matériaux de construction, l'oxygène de l'air, qui la brûle et la convertit en eau et en acide azotique dont les bases alcalines s'emparent; c'est ce que l'équation suivante vous fera mieux comprendre :



$$AzH^3 + O^8 = 3HO + AzO^5.$$

Toutefois, hâtons-nous de le dire, l'intervention des matières animales n'est pas toujours nécessaire pour que les phénomènes de la nitrification s'accomplissent, puisque dans les cavernes naturelles, à la surface des plaines sablonneuses, au milieu des déserts, où l'on ne voit aucun vestige de ces matières, le salpêtre prend aussi bien naissance que dans l'intérieur de nos habitations. Dans les pays chauds, la fréquence des orages, le nombre et la violence des détonations électriques peuvent seules donner l'explication du phénomène de la nitrification des terres, car l'on sait que la foudre, en traversant l'air, détermine la formation d'une grande quantité d'acide azotique. Celui-ci, rencontrant l'ammoniaque de l'air, produit de l'azotate que les pluies amènent sur le sol; alors, réagissant sur les carbonates alcalins qu'il rencontre, ce sel donne lieu à de doubles décompositions, d'où résultent des azotates de potasse, de chaux et de magnésie, et du carbonate d'ammoniaque; c'est ce que montre l'équation suivante :



$$AzH^3,HO,AzO^5 + CaO,CO^2 = CaO,AzO^5 + AzH^3,HO,CO^2.$$

Azotate d'ammoniaque. Carbonate de chaux. Azotate de chaux. Carbonate d'ammoniaque

A son tour, le carbonate d'ammoniaque, se réduisant en vapeurs, est brûlé par l'oxygène de l'air, et fournit ainsi une nouvelle quantité d'acide azotique qui attaque directement les carbonates alcalins du sol et les change encore en matériaux salpêtrés.

Dans les pays où les terres sont naturellement salpêtrées et renferment beaucoup d'azotate de potasse, comme dans les grandes plaines de la Chine, de l'Inde, de la mer Caspienne, de la Perse, de l'Arabie, de l'Égypte, de l'île de Ceylan, de la Hongrie, de l'Ukraine, de la Podolie, de l'Espagne, etc., l'extraction de ce sel est fort simple, puisqu'elle se borne au lessivage de ces terres et à la concentration des lessives qui fournissent immédiatement du nitre cristallisé. Il sort annuellement de la Chine, de l'Inde et de l'Égypte des quantités énormes de salpêtre obtenu sans aucune autre préparation. Le *salpêtre de l'Inde* nous arrive en petits cristaux aiguillés d'un blanc grisâtre; sa pureté varie singulièrement. Les bonnes qualités ne renferment que 3 à 4 p. 0/0 de matières étrangères; mais il en est qui en contiennent jusqu'à 15 et 20 p. 0/0, notamment du sel marin et des substances terreuses.

En Europe, on l'obtenait jadis par un procédé long et compliqué, en

exploitant les plâtras de démolition toujours chargés d'azotates de chaux et de magnésie, qu'il fallait convertir en azotate de potasse. Actuellement, on tire parti de l'azotate de soude ou salpêtre du Chili que le commerce nous apporte en grandes quantités, et on le change en nitre, ainsi que Cartier l'a indiqué le premier, au moyen du chlorure de potassium provenant des fabriques d'iode. Voici comment on agit :

On fait dissoudre dans la plus petite quantité d'eau bouillante possible 100 parties d'azotate de soude et 87p,4, de chlorure de potassium, et on concentre la liqueur par l'ébullition. La double décomposition suivante s'établit entre les deux sels :



$$NaO,AzO^5 + KCl = KO,AzO^5 + NaCl.$$

Le sel marin, n'étant guère plus soluble à chaud qu'à froid, se dépose pendant l'évaporation ; on l'enlève à mesure, au moyen d'écumoires, et quand il ne s'en sépare plus, que la liqueur marque, d'ailleurs, 45° Baumé, on la fait écouler dans de grands bassins où elle cristallise ; mais pour n'avoir que des cristaux sableux, faciles à purifier, on l'agite avec des râteaux de bois pendant son refroidissement.

Le résultat de cette opération est livré au gouvernement par les salpêtriers sous le nom de *salpêtre brut* ou de première cuite. Il contient encore beaucoup de sels étrangers, notamment du chlorure de sodium. On le *raffine*, en le dissolvant dans le cinquième de son poids d'eau bouillante. La plus grande partie du sel marin reste au fond de la chaudière ; on facilite la précipitation de celui qui a pu se dissoudre par des affusions de petites quantités d'eau froide ; on l'enlève avec soin ; on clarifie la liqueur en y versant une dissolution de colle de Flandre, de nouvelles quantités d'eau jusqu'à ce que celle-ci soit au nitre dans le rapport de 1 à 3, et quand la clarification est complète, on cesse le feu. La température étant descendue à 88° environ, on transvase la dissolution, qui marque alors 67 à 68° à l'aréomètre, dans des cristallisoirs très-larges, dont le fond est formé de deux plans inclinés, en cuivre, qui se réunissent en forme de rigole, ainsi que le montre la figure 240.

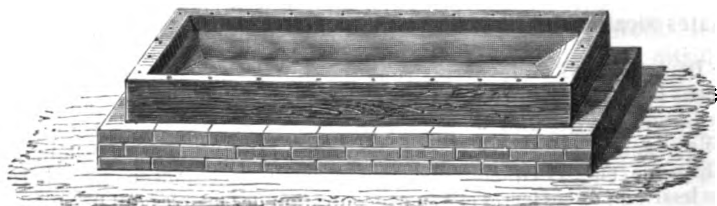


*Fig.* 240.

Pour hâter le refroidissement et troubler la cristallisation, des ouvriers agitent sans cesse la liqueur avec de larges râbles, et à mesure que le nitre se dépose, ils le ramènent, à l'aide de râteaux, sur la partie la plus élevée des plans inclinés, afin qu'il puisse s'égoutter. Cette opération dure ordinairement de 6 à 7 heures, quand on affine 3,000 kil. de salpêtre brut à la fois dans une seule chaudière, ce qui est la dose la plus habi-

tuelle. Lorsqu'elle est achevée, on enlève, avec des pelles percées en écumoire, le sel égoutté et on le dépose dans des caisses pour y être lavé. C'est alors le *nitre de seconde cuite*.

La dernière opération du raffinage repose sur ce principe curieux qu'une dissolution saturée d'un sel possède la faculté de dissoudre un autre sel, et souvent même dans un rapport beaucoup plus grand que l'eau pure. Ainsi l'eau saturée d'azotate de potasse et qui refuse d'en prendre une nouvelle quantité peut néanmoins dissoudre une proportion notable de sel marin, d'azotates de chaux et de magnésie, etc.

On tire un parti fort heureux de ce fait pour amener le salpêtre à ne plus renfermer que 2 millièmes tout au plus de sels étrangers. On se sert

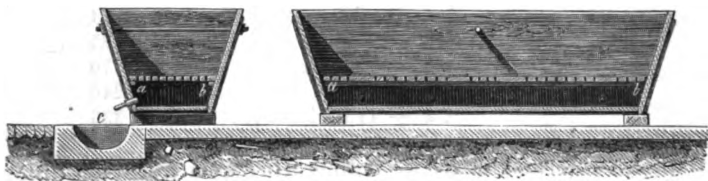



*Fig.* 241.

de caisses (*fig.* 241) pourvues d'un double fond *ab*, percé de trous. On les remplit de salpêtre de deuxième cuite qu'on y tasse de manière à ce qu'il s'élève un peu au-dessus de leurs bords supérieurs. On verse d'abord sur le sel une certaine quantité d'eau saturée de nitre pur à froid, et, après trois heures de macération, on débouche les trous du faux fond et on laisse égoutter. On bouche de nouveau et l'on procède à un second lavage, mais avec de l'eau pure, et, après trois heures, on laisse encore égoutter. Les liquides tombent dans une rigole *c*, placée en avant des caisses et qui les conduit dans les chaudières de cuite, car elles sont saturées de nitre. Le sel, bien lavé et bien égoutté, est déposé dans des bassins plats disposés au-dessus des canaux dans lesquels s'écoulent les produits de la combustion des fourneaux de cuite ; on le remue avec des pelles de bois jusqu'à parfaite dessiccation. C'est alors le *salpêtre raffiné* ou *nitre de troisième cuite*.

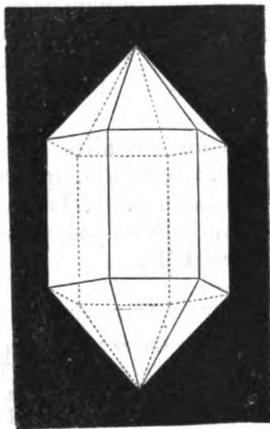


*Fig.* 242.

On le trouve sous deux formes dans le commerce : 1° en masses blanches saccharoïdes, c'est-à-dire formées, comme le sucre en pain, par l'agglomération de particules grenues, cristallines et sans beaucoup d'adhérence entre elles ; 2° en poudre sableuse, parce qu'on a écrasé ces masses et qu'on les a criblées à travers un tamis de laiton.

Mais on peut avoir ce sel sous forme de cristaux réguliers (*fig.* 242).

Ceux-ci sont des aiguilles demi-transparentes ou de longs prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces, souvent cannelés et présentant des cavités longitudinales dans leur intérieur. Ils sont anhydres, avec des traces seulement d'eau interposée ; ils sont inaltérables à l'air, très-friables, inodores et pourvus d'une saveur fraîche et piquante qui provoque la salivation ; ils deviennent poison à la dose de 60 à 100 grammes.

C'est un des sels dont la solubilité dans l'eau augmente le plus rapidement avec la température, ainsi qu'on le voit par les chiffres suivants :

| | | |
|---|---|---|
| 100 parties d'eau | à 0° en dissolvent . . | 13 |
| | à + 20° ................ | 31 |
| | à + 50° ................ | 85 |
| | à + 80° ................ | 170 |
| | à + 100° ................ | 246 |
| | à + 115°,9 .............. | 335 |

C'est à ce dernier degré de température qu'a lieu l'ébullition de la solution saturée de ce sel, d'après M. Lepage, de Gisors.

La facilité avec laquelle l'azotate de potasse se décompose et cède l'oxygène de son acide, en fait un agent très-utile pour oxygéner la plupart des corps combustibles.

Projeté sur des charbons ardents, il scintille, fuse ou déflagre, en activant singulièrement la combustion. C'est qu'alors l'oxygène de l'acide azotique se porte sur les charbons et donne lieu à une formation instantanée d'acide carbonique.

Un mélange de 3 parties de nitre et de 1 partie de charbon en poudre étant projeté dans une cuiller de fer rouge de feu, déflagre violemment, et même détone quand on agit sur une masse un peu considérable. Le résidu est du carbonate de potasse, auquel les alchimistes ont donné le nom bien impropre de *nitre fixé par les charbons*.

2 parties de nitre et 1 partie de soufre brûlent avec une lumière si éclatante, que l'œil peut à peine la soutenir pendant quelques instants. Le résidu est du sulfate de potasse, qu'on appelait jadis *sel polychreste de Glaser*, du nom du chimiste qui l'a découvert (1).

(1) C'est ce Glaser qui fut le premier maître de Lémery et le successeur de Nicolas Le Fèvre à la chaire de chimie du Jardin des plantes de Paris. Il travaillait dans le mystère et faisait un grand secret de ses découvertes auxquelles, à l'instar des alchimistes, il attribuait souvent des propriétés merveilleuses. C'était d'ailleurs un homme peu sociable. En 1676, il fut impliqué dans l'affaire de la fameuse marquise de Brinvilliers, à laquelle il avait vendu des poisons ; on le mit à la Bastille ; mais, comme il ne fut pas soupçonné d'avoir coopéré à ses crimes, il fut relâché plus tard, et finit par mourir de chagrin, en 1678.

Mélangé avec les métaux en poudre, il les transforme en oxydes par la calcination dans des creusets rouges. Il convertit les sulfures métalliques en sulfates, les phosphures en phosphates, etc.

En pulvérisant le nitre avec un tiers de soufre et deux tiers de potasse du commerce, on forme un mélange qui donne lieu à une violente explosion lorsqu'on le chauffe légèrement. Ce résultat est dû à la production instantanée d'une grande quantité de gaz, qui prennent tout à coup une très-forte expansion. On donne à ce mélange le nom de *poudre fulminante par la chaleur*.

La *poudre à canon* est un mélange de salpêtre bien raffiné, de soufre distillé et de charbon léger peu calciné, comme nous le verrons bientôt en particulier.

Sous le nom de *poudre de fusion*, on désigne un mélange de nitre, de soufre et de sciure de bois, qui est employé pour détruire les grosses pièces métalliques en bronze. Il est formé dans les proportions suivantes :

| | | |
|---|---|---|
| Azotate de potasse | 3 | parties. |
| Soufre | 1 | — |
| Sciure de bois | 1 | — |

Lorsqu'on entoure une pièce métallique de cette poudre et qu'on enflamme celle-ci, le métal ne tarde pas à fondre ; cet effet est dû à la rapidité de la combustion et à la transformation du métal en sulfure plus fusible encore. Si l'on place dans une coquille de noix une petite pièce d'argent et de la poudre de fusion, la pièce sera fondue avant que la coquille de noix soit brûlée. La poudre de fusion était très-employée par les chimistes du dernier siècle. On l'a nommée longtemps *fondant de Baumé*.

Le nitre fait encore partie de tous les feux d'artifice et de toutes les compositions incendiaires. C'est en associant à ce sel ou à la poudre à canon des limailles de fer, d'acier, de cuivre et de zinc, de la résine, du camphre, du lycopode, du noir de fumée, et autres matières aussi combustibles, qu'on obtient des *feux* de diverses couleurs et des effets pyrotechniques très-variés. — La limaille de fer donne de brillantes étincelles rouges et blanches ; celles-ci sont plus vives et plus nombreuses avec les limailles ou tournures d'acier et de fonte. — La limaille de cuivre procure une flamme verte, celle de zinc une belle couleur bleu verdâtre, le sulfure d'antimoine une flamme plus bleue. — Le succin, la colophane et le sel marin produisent un feu jaune ; le noir de fumée, une couleur rouge de diverses nuances ; le vert-de-gris, un vert léger ; le sulfate de cuivre associé au sel ammoniac, un vert olive ; l'azotate de strontiane, un rouge pourpre magnifique ; l'oxalate de soude, un très-beau jaune ; le sulfure d'arsenic, un blanc très-écla-

tant; le camphre, une flamme très-blanche et aromatique; le mica jaune, de très-belles étincelles jaune d'or, ce qui sert à faire les pluies d'or; le lycopode, une couleur rose et une flamme étendue: c'est cette dernière substance qu'on emploie sur les théâtres, par suite de sa grande inflammabilité, pour représenter les éclairs et les torches des Furies.

Voici, au reste, quelques exemples de compositions pour les feux d'artifices.

| | |
|---|---|
| FEU DE BENGALE. | |
| Salpêtre | 32 |
| Soufre | 8 |
| Antimoine | 12 |
| Minium | 11 |
| FEU ROUGE. | |
| Azotate de strontiane | 40 |
| Soufre | 13 |
| Chlorate de potasse | 5 |
| Sulfure d'antimoine | 4 |
| FEU BLEU. | |
| Poudre à canon | 4 |
| Nitre | 2 |
| Soufre | 3 |
| Zinc | 3 |
| FEU JAUNE. | |
| Chlorate de potasse | 4 |
| Oxalate de soude | 2 |
| Résine laque | 1 |
| FEU VERT ÉMERAUDE. | |
| Chlorate de baryte | 72 |
| Calomel | 27 |
| Résine laque | 12 |
| Soufre | 3 |

Le mélange qui entre dans les *fusées à la Congrève* se compose, d'après Darcet, de :

| | |
|---|---|
| Salpêtre | 46,5 |
| Bitume, suif, soufre et sulfure d'antimoine | 53,5 |
| | 100,0 (1) |

Dans la plupart de ses emplois industriels, le salpêtre peut être et est remplacé actuellement par l'AZOTATE DE SOUDE, dont je vous ai déjà dit quelques mots, mais qu'il est nécessaire de mieux caractériser avant de parler de la poudre à canon.

En 1821, le naturaliste Mariano de Rivero découvrit un dépôt considérable d'*azotate de soude* dans les districts d'Atacama et de Tarapaca, près du port Yquique, au Pérou. La couche de sel, d'une épaisseur variable, a une étendue de plus de 20 myriamètres; elle est recouverte par des argiles. Exploitée régulière-

(1) Les fusées de guerre qu'on nommait autrefois *Rochettes*, n'ont pris le nom de *fusées à la Congrève* que depuis que lord Congrève les a remises en usage, en 1801, pour l'attaque de la flotte française à Boulogne. C'est bien à tort qu'il s'est attribué la gloire de l'invention, puisqu'il est aujourd'hui reconnu que cette composition désastreuse date de plusieurs siècles. Il suffit, pour former une espèce de fusée à la Congrève, d'ajouter une grenade, un obus, ou des matières incendiaires à l'extrémité antérieure d'une fusée volante de grande dimension.

ment depuis 1830, elle fournit au commerce d'énormes quantités de sel qui arrivent, en sacs, de Lima, d'Yquique, etc., sous les noms de *salpêtre du Pérou ou du Chili*, *salpêtre des mers du Sud*.

Il est en petits grains ou cristaux irréguliers d'un blanc sale, plus courts que ceux du *salpêtre de l'Inde*. Il ne renferme que de 3 à 6 p. °/₀ de matières étrangères (sel marin, sulfate de soude, résidu insoluble, eau); parfois, cependant, il contient une notable quantité de sulfate de soude.

Il est, d'ailleurs, extrêmement facile de purifier ce sel. Il suffit de le laver avec un peu d'eau saturée de nitrate de soude, et de le faire cristalliser ensuite.

On l'obtient alors en cristaux incolores, transparents, très-courts, qui sont des prismes rhomboïdaux, simulant assez bien des cubes, ce qui l'avait fait nommer *nitre cubique* par les minéralogistes. Ces cristaux sont anhydres, d'une saveur fraîche, légèrement amère, un peu déliquescents. 100 parties d'eau à + 18° en dissolvent 85 parties, et à 119°, point d'ébullition de la liqueur saturée, 217 parties.

Ce sel fuse sur les charbons ardents, mais moins vivement que le salpêtre, en produisant une lumière jaune. Comme il se comporte de la même manière que ce dernier avec l'acide sulfurique, l'acide chlorhydrique, il l'a remplacé complétement dans les usines pour fabriquer l'acide azotique, l'eau régale destinée aux compositions d'étain, etc. Il est regrettable qu'on ne puisse s'en servir directement dans la confection de la poudre à tirer. L'expérience a démontré que la poudre faite avec lui s'enflamme difficilement, détone lentement, donne une flamme jaune sans vivacité, enfin qu'elle attire plus facilement l'humidité que la poudre au salpêtre ordinaire.

Nous voici amenés à l'étude de la poudre de guerre.

### POUDRE DE GUERRE OU A CANON.

La poudre à tirer est un mélange, à proportions variables suivant les pays et suivant ses usages, d'azotate de potasse, de soufre et de charbon.

La découverte et l'usage de cette poudre sont beaucoup plus anciens qu'on ne le croit généralement. Nous savons maintenant, grâce aux recherches de MM. Ludovic Lalanne, Reinaud et Favé, Lacabanne, que les Chinois, les Indiens et les Mongols connaissaient, depuis les temps les plus reculés, divers mélanges combustibles de naphte, de substances grasses ou résineuses, de goudron, d'huiles, qu'ils appliquaient aux usages de la guerre, et même les pétards, les fusées, les feux d'artifice. Ce n'est qu'au septième siècle que ces mélanges incendiaires furent introduits en Europe.

Callinicus, architecte d'Héliopolis, qui avait appris à connaître ces substances en Asie, les apporta aux Grecs du Bas-Empire, en 673, sous le nom de *feu grégeois*.

Cette composition, qui a donné lieu à tant de fables et de suppositions, n'était formée que de substances grasses ou résineuses, de soufre, des sucs desséchés de certaines plantes et de métaux réduits en poudre; on la lançait sous forme de fusées et de boîtes d'artifice. Ce n'est que longtemps après que les Arabes, ayant appris à retirer le salpêtre des terres où il se forme naturellement, eurent l'idée de l'ajouter aux matières primitives du feu grégeois, qu'ils empruntèrent aux Chinois avec lesquels ils trafiquaient dès le septième siècle. Ils perfectionnèrent singulièrement ces compositions incendiaires, les appliquèrent surtout aux combats sur terre et en étendirent l'emploi à toutes les armes, à tous les instruments de guerre. Enfin, ce sont eux qui découvrirent les propriétés explosives de la poudre au soufre, au salpêtre et au charbon (1).

---

(1) La poudre à canon est mentionnée pour la première fois, avec un des noms qu'elle a encore aujourd'hui, dans un ouvrage arabe sur les machines de guerre, ouvrage dont l'auteur vivait en Égypte vers 1249, précisément à l'époque de la croisade de saint Louis dans ces contrées. D'Égypte, la poudre dut suivre la route qui lui était naturellement tracée par les conquêtes arabes, c'est-à-dire la côte d'Afrique, d'où elle ne tarda pas à passer en Espagne. Là, nous la voyons figurer, en 1257, au siége de Niébla. Il en est encore fait mention dans un poëme arabe sur les machines de guerre, dont l'auteur vivait en 1272.

Plusieurs années avant cette dernière date, Roger Bacon avait, dans deux de ses ouvrages, parlé à différentes reprises de la poudre, dont il décrit, en les exagérant toutefois, les résultats qu'on pouvait en obtenir. Il tire ses preuves des effets produits par le pétard, « ce jouet d'enfant, dit-il, usité dans plusieurs parties du monde. » Néanmoins, la composition de la poudre devait être connue seulement de quelques adeptes, car il ne la donne que sous le voile de l'anagramme. Albert de Bollstadt, contemporain de Bacon, plus souvent désigné sous le nom d'Albert le Grand, a aussi connu la poudre, puisque, dans son ouvrage *des Merveilles du monde*, il en indique les parties constituantes et en donne même les proportions.

C'est encore un auteur arabe qui fait, le premier, mention du canon, employé au siége de Baza, par le roi de Grenade, en 1323. Les bouches à feu étaient parfaitement connues en 1325 à Florence. Leur usage pénétra en France peu de temps après, puisque des comptes de dépenses de 1338 et 1345 nous les montrent au siége de Puy-Guillem, à celui de Cambrai, et constatent l'existence d'une fabrique de canons à Cahors, ainsi que l'emploi, à la dernière date, des boulets et des balles de plomb. Les Anglais se servirent les premiers de l'artillerie en rase campagne, en 1346, à la bataille de Crécy.

L'emploi des autres armes à feu est de beaucoup postérieur à celui des canons. L'invention du *mousquet* est attribuée aux Tartares et aux Mongols sous Tamerlan, en 1380. L'*arquebuse à poudre* date du siége de Parme en 1521, le *pistolet* de 1544; le père Daniel rapporte l'invention de cette dernière arme aux habitants de Pistole en Toscane. Les Français imaginèrent le *fusil à pierre* en 1630. La *carabine*, en usage dans la cavalerie depuis la fin du seizième siècle, paraît venir des Arabes. Les *boulets rouges* ont été employés par les Français en 1418, et les *bombes* par les Italiens en 1495. Les *grenades* sont rapportées au règne de François Ier. L'art de miner avec la poudre est attribué à un ingénieur génois, Pierre de Navarre, qui, en 1487, en fit le premier l'essai.

On voit donc combien se trompent les historiens qui attribuent à un certain moine allemand du quatorzième siècle, Berthold Schwartz, l'invention de la

Voici la composition sur 100 parties en poids des poudres fabriquées chez les principales nations :

| POUDRES. | NITRE. | CHARBON. | SOUFRE. |
|---|---|---|---|
| De chasse française | 78 | 12 | 10 |
| De guerre française | 75 | 12,5 | 12,5 |
| De mine française | 62 | 18 | 20 |
| De guerre du gouvernement anglais | 75 | 16 | 9 |
| — de Dartfort (Angleterre) | 75 | 17 | 8 |
| — de Tumbridge (Angleterre) | 76 | 14,5 | 9,5 |
| — de Hounslow (Angleterre) | 78 | 14 | 8 |
| A mousquet d'Angleterre | 76,5 | 14,5 | 9 |
| De chasse d'Angleterre | 79,7 | 12,5 | 7,8 |
| De guerre d'Autriche | 76 | 14 | 10 |
| — de Prusse | 75 | 13,5 | 11,5 |
| — de Hollande | 70 | 16 | 14 |
| — de Suède | 75 | 16 | 9 |
| — d'Espagne | 76,5 | 12,7 | 10,8 |
| — de Portugal | 75,7 | 13,6 | 10,7 |
| — de Russie | 75 | 15 | 10 |
| — de Wurtemberg | 74,5 | 14,8 | 10,7 |
| — de Pologne | 80 | 12 | 8 |
| — de Hanovre | 71,2 | 18 | 10,8 |
| — de Bâle et de Berne | 76 | 14 | 10 |
| — de Chine | 75,7 | 14,4 | 9,9 |

La préparation de la poudre se réduit à un petit nombre d'opérations fort simples. Vous avez vu dans quelles proportions les trois matières premières sont mélangées ; ce qu'il y a de remarquable, c'est que le dosage adopté en France dans les ateliers du gouvernement, pour la poudre de guerre, est tel que l'indique la

poudre à canon, ou qui prétendent que les Vénitiens auraient été les premiers à s'en servir au siége de Chiozza, en 1380. Ce qu'il y a de vrai dans l'histoire de Schwartz, c'est qu'il introduisit dans l'artillerie un remarquable perfectionnement, en substituant aux canons fabriqués jusqu'alors avec des bandes de fer reliées entre elles par des liens circulaires, comme le sont les douves de tonneaux, des canons obtenus avec du bronze fondu et coulé dans des moules. Ce sont des canons de ce genre que les Vénitiens employèrent au siége de Chiozza ; ils récompensèrent leur inventeur par la prison !

Roger Bacon, surnommé le Docteur admirable, naquit en 1214, à Ilchester, dans le comté de Sommerset (Angleterre). C'était un vrai philosophe, dans l'acception primitive de ce mot ; car il était en même temps physicien, chimiste, mathématicien, astronome, médecin. Ce fut à Paris, dans le couvent des Cordeliers, qu'il se livra à l'étude des sciences, et qu'il fit de brillantes découvertes en physique et en chimie. Il parvint à un tel degré de réputation qu'il passa pour magicien. Ses contemporains croyaient qu'il avait fabriqué une tête d'airain parlante qu'il consultait à l'occasion. Persécuté et emprisonné pendant dix ans, comme magicien

théorie. Mais une autre condition, non moins indispensable à remplir, afin d'avoir une poudre d'excellente qualité, c'est la pureté du salpêtre et du soufre, c'est la nature du charbon à y mélanger.

J'ai dit précédemment comment on obtient le salpêtre raffiné, exempt de sels déliquescents et ne contenant pas plus de 2 à 3 millièmes de sel marin.

On fait choix du soufre distillé en masse; on rejette la fleur de soufre brute, parce qu'elle est imprégnée d'acides sulfureux et sulfurique.

Quant au charbon, il faut qu'il soit sec, sonore, léger, très-friable, à cassure nette et lisse, mais non brillante; qu'il brûle le plus rapidement possible, en ne laissant qu'un très-faible résidu. Ce sont les bois légers et tendres, tels que ceux de bourdaine, de peuplier, de saule, d'aune, de tilleul, etc., qui fournissent le charbon réunissant ces diverses qualités au plus haut degré. En France, on fait généralement usage du bois de bourdaine pour la préparation du charbon destiné aux poudres de guerre et de chasse. Pour la poudre de mine, tous les charbons légers peuvent servir.

Dans tous les cas, on choisit de préférence les jeunes branches de cinq à six ans; on en sépare l'écorce, parce qu'elle donne trop de cendres, et on opère la carbonisation dans des *fosses*, dans des chaudières ou dans des *cylindres* en fonte.

Dans les *fosses*, cavités circulaires creusées en terre, d'un mètre et demi de diamètre et d'une profondeur d'un mètre environ, dont les parois sont revêtues de briques, la combustion est lente et fournit du *charbon noir*, qui brûle avec une flamme courte, très-claire et sans trace de fumée. Le produit en charbon est de 18 à 20 p. °/₀.

Dans les *cylindres* (*fig.* 243), la combustion, ou mieux la distillation sèche, est plus rapide et dure 12 heures; la température n'atteint jamais le rouge. L'un des fonds des cylindres A, A est fermé par un obturateur en fonte BB, percé de quatre ouvertures circulaires dans lesquelles on engage des tubes en tôle *tt*. Trois de ces tubes reçoivent des baguettes du même bois que l'on carbonise et sont ensuite fermés par des tampons; le quatrième tube *oo*, reçoit à son extrémité un tube de cuivre recourbé *p*, qui sert au dégagement des gaz et des vapeurs formés pendant l'opération; ceux-ci entrent dans un conduit horizontal fermé C, qui les dirige dans la cheminée centrale. — Ce n'est guère qu'après 4 à 5 heures de chauffe que la distillation est en pleine activité. Les baguettes placées dans les tubes *tt*, sont retirées de temps en temps, vers la

---

et astrologue en communication avec le diable, il mourut en 1292 à Oxford, en se repentant de s'être donné tant de peines dans l'intérêt de la science. Le pauvre frère Roger avait eu le malheur d'être un homme bien supérieur à son siècle!

fin de l'opération, pour juger de ses progrès et reconnaître si la chaleur est également répartie dans les cylindres. Lorsqu'il ne

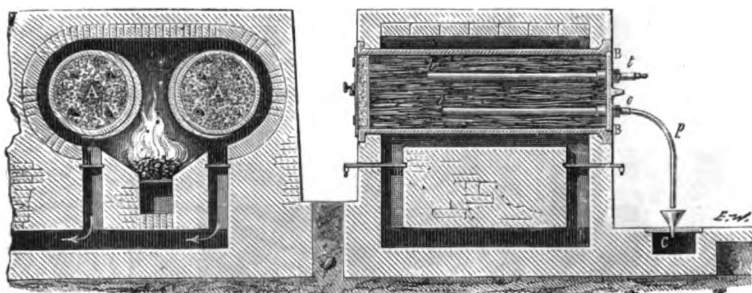



*Fig.* 243.

sort plus de vapeur du quatrième tube, on ferme les registres des fourneaux, et on ne défourne que le lendemain.

Pour la poudre de chasse, on ne pousse pas la distillation aussi loin; on obtient ce qu'on appelle du *charbon roux*, qui ne renferme guère que 70 à 72 p. °/° de carbone; il contient donc encore beaucoup d'oxygène et d'hydrogène; c'est plutôt du bois torréfié, ou du *fumeron,* qu'un véritable charbon. 100 parties de bois sec donnent environ 40 parties de ce produit roux, qui brûle avec une longue flamme accompagnée d'un peu de fumée. Il fournit une poudre très-explosive, qui serait *brisante* dans les bouches à feu ; aussi ne se sert-on jamais de cette espèce de charbon pour la poudre à canon.

Il résulte de recherches fort intéressantes faites par M. Violette, alors directeur de la poudrerie d'Esquerdes, près de Saint-Omer, que les charbons généralement employés dans les poudreries sont d'une richesse en carbone très-variable; que la poudre n'a point dès lors une puissance propulsive uniforme ; que la cause de cet inconvénient réside dans l'irrégularité de la température employée pour la carbonisation du bois, et que l'emploi de la vapeur d'eau surchauffée pour décomposer celui-ci, offre le notable avantage de donner un produit toujours identique.

L'appareil servant à Esquerdes à la carbonisation du bois par la vapeur d'eau (*fig.* 244) se compose de trois cylindres concentriques en tôle. La charge de bois est placée dans le cylindre A, percé de trous sur toute sa périphérie, et qui est au centre du second cylindre intérieur *bb*; le troisième cylindre extérieur *aa* sert d'enveloppe aux deux autres : au-dessous se trouve un serpentin de fer *cc* contourné en spirale, dont l'une des extrémités *d* communique avec une chaudière à vapeur et l'autre *e* avec le fond du cylindre-enveloppe. Un foyer *f*, alimenté par du

bois ou du coke, chauffe le serpentin au degré convenable. Un tube en cuivre *g*, implanté dans le fond du cylindre intérieur, laisse échapper la vapeur, et avec elle les produits de la distillation. — La charge de bois

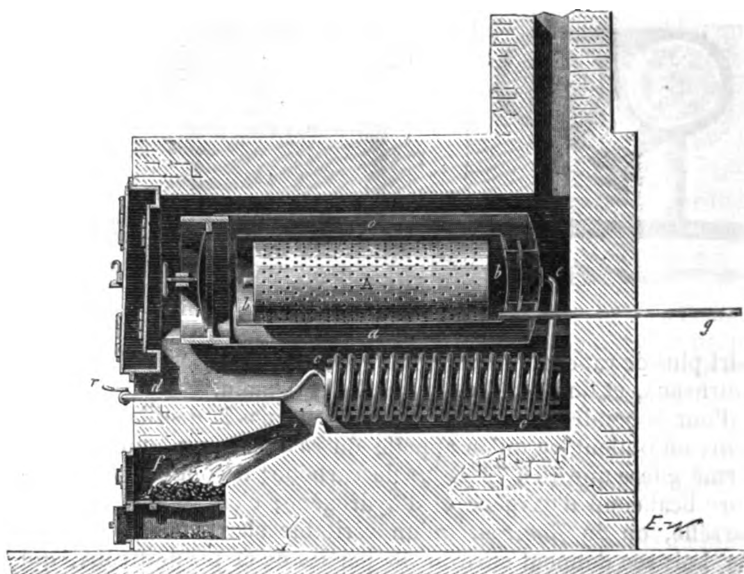


*Fig.* 214.

à carboniser est de 25 à 30 kilogr. — Le foyer étant allumé et le serpentin chauffé à 300 degrés, température la plus convenable pour avoir du charbon roux, on ouvre le robinet *r* d'entrée de la vapeur ; celle-ci s'élance de la chaudière, circule dans le serpentin, s'y échauffe et pénètre dans le grand cylindre-enveloppe. Là elle chemine entre les deux cylindres, s'introduit dans le cylindre percé de trous par sa partie antérieure ouverte, immerge le bois, le pénètre peu à peu, s'insinue dans ses pores, y dépose la chaleur dont elle est chargée, élève ainsi la température au point de déterminer la carbonisation et s'échappe par le tube en cuivre, en entrainant avec elle tous les produits gazéifiés de la distillation ; aucune trace de goudron ne reste à l'intérieur, tout est chassé au dehors par la vapeur, agissant à l'instar d'un piston qui refoule tous les produits de la distillation. — L'opération dure une heure et demie à deux heures. Le charbon obtenu est d'une très-belle qualité, variable avec la température, c'est-à-dire *noir*, *roux* ou *brûlot*, suivant que la chaleur a été plus ou moins forte, ou prolongée plus ou moins longtemps. Jamais on ne voit de charbon *verni*, c'est-à-dire couvert d'une couche luisante de goudron séché ; charbon regardé comme inférieur, et qu'on réserve ordinairement pour la poudre de mine. — Un appareil semblable à celui d'Esquerdes, est établi à la poudrerie de Saint-Chamas, près de Marseille. Ce procédé est aussi en usage à la poudrerie de Welteren, en Belgique.

Les trois matières premières de la poudre, ayant été pulvérisées séparément, sont mélangées dans les proportions voulues, humectées d'une certaine quantité d'eau, puis triturées dans des mortiers, au moyen d'un système de pilons (*fig.* 245).

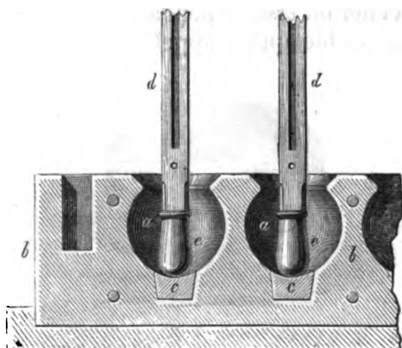



*Fig.* 245.

Les mortiers *a*, *a* se rapprochent de la forme sphérique et sont creusés dans une pièce de bois de chêne *bb;* leur fond est garni d'un tampon de bois dur *c*, *c;* ils reçoivent chacun 10 kil. de mélange.

Chaque pilon *d*, *d* pèse 40 kil. et tombe, de 40 centim. de hauteur, 55 à 60 fois par minute;

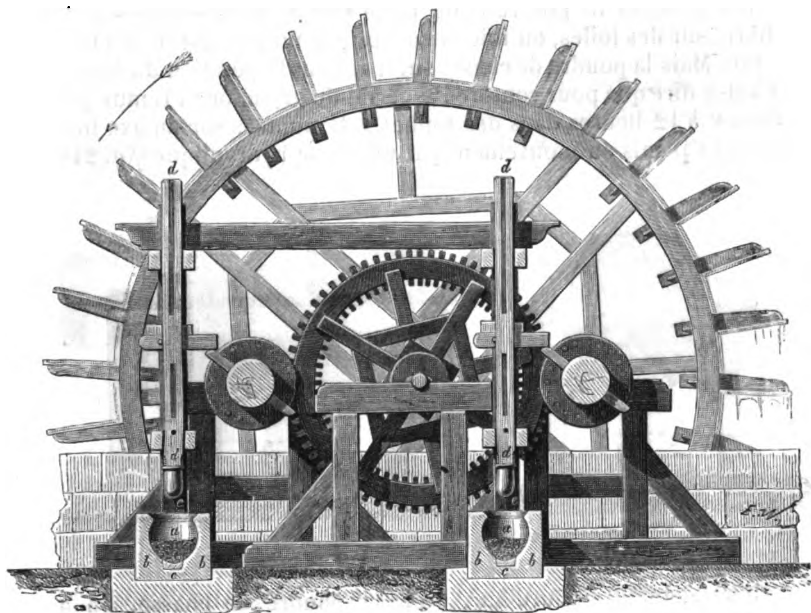



*Fig.* 246.

le bas du pilon est garni d'une boîte pyriforme en bronze *e*, *e*.

Un moulin renferme de 20 à 24 mortiers et pilons formant deux batteries. Nous en donnons ici une *coupe transversale* (*fig.* 246).

Au bout de 14 heures, la poudre, mélangée et comprimée, est sous forme de gâteaux humides, appelés *galettes*, qu'on laisse sécher ou *essorer* pendant deux jours. Elle est ensuite divisée, sur un crible qu'on appelle *Guillaume* (*fig.* 247), par l'action d'un tourteau ou disque de bois dur A, qui, par le mouvement de rotation imprimé à tout le système, force la matière à passer par les trous du crible.

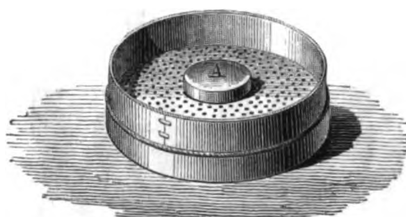



*Fig* 247.

Ce premier criblage ne produit que des grains inégaux et du poussier ; on passe la poudre dans un second tamis, dit *grenoir*, qui donne les grains de grosseur voulue. Un troisième tamis, dit *égalisoir*, sépare les grains trop fins ; on se débarrasse enfin du poussier par le moyen de tamis fins.

Les poudres de guerre et de mine sont alors desséchées à l'air libre, sur des toiles, ou mieux encore par un courant d'air chaud 60°. Mais la poudre de chasse subit en plus l'opération du *lissage*, c'est-à-dire que pour rompre l'aspérité du grain, on la remue pendant 8 à 12 heures dans des tonnes A B montées sur un axe horizontal CD mis en mouvement par une roue hydraulique (*fig.* 248).

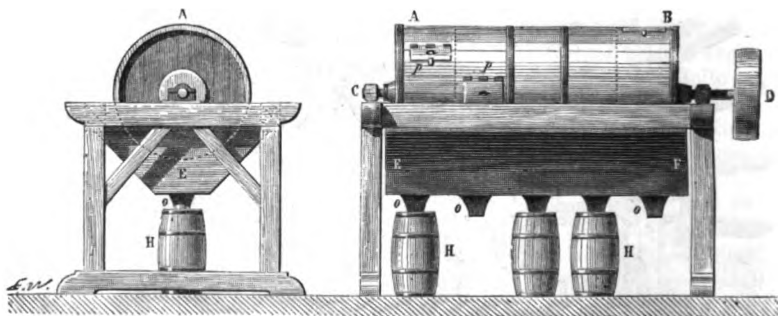



*Fig.* 248.

Généralement aujourd'hui, pour la poudre de chasse, on a remplacé les mortiers et les pilons par des meules verticales en fonte A A′ (*fig.* 249) du poids de 5,000 kil. qui circulent sur une plate-forme de même nature, mais supportée par un massif de maçonnerie B B′. Avant de soumettre les trois substances à l'action de ces meules, on en opère un premier mélange assez intime

en les faisant tourner pendant 12 heures, avec des gobilles de bronze, dans des tonnes en bois traversées par un axe en fer ho-

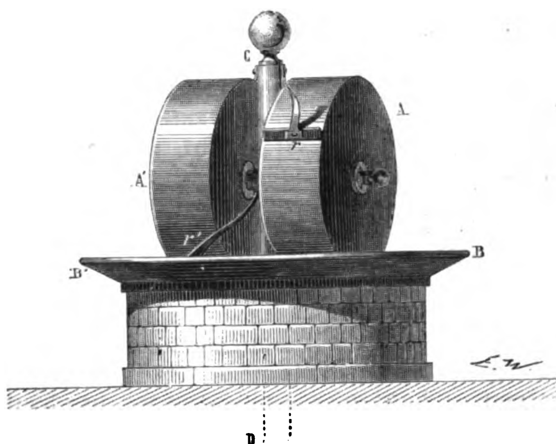



*Fig.* 249.

rizontal. Au sortir de ces tonnes, dites *mélangeoirs*, la poudre est humectée convenablement et placée sous les meules auxquelles on fait faire 8 à 10 révolutions par minute. Après 2 à 3 heures de trituration et de compression, la poudre est en galettes fort compactes qu'on peut soumettre au grenage.

Pendant la révolution de 1793, où quatorze armées nécessitaient la fabrication d'une énorme quantité de poudre, le mode alors suivi était si rapide que 6 heures de temps suffisaient pour convertir en poudre à canon les matières premières. Mais cette poudre n'était pas d'une très-bonne qualité. Au lieu des pilons et des meules, on se servait des *mélangeoirs* pendant 2 heures, on humectait fortement la poudre et on la convertissait en galettes à l'aide d'une presse hydraulique; on grenait ensuite.

L'expérience a démontré qu'un mélange de nitre et de charbon donne une poudre à canon qui porte le mobile à une assez grande distance, tandis qu'un mélange de nitre et de soufre ne produit aucun effet sur lui. C'est donc à l'aide du charbon seulement que les deux autres principes de la poudre peuvent entrer en détonation. Le charbon et le nitre fournissent beaucoup de gaz; mais le soufre est aussi nécessaire; il rend la combustion plus vive, et, en s'opposant à la fixation d'une portion de l'acide carbonique dégagé par la détonation, et qui, sans lui, s'emparerait de la potasse abandonnée par l'acide azotique, il contribue à l'effet dynamique. C'est aussi le soufre qui donne à la poudre son inaltérabilité, la

faculté de prendre corps par la trituration et de se mieux grener.

Le grenage qu'on donne à la poudre a beaucoup d'influence sur son mode de détonation. La poudre grenée brûle instantanément ; réduite en poudre et réunie ensuite en morceaux compactes, elle ne s'enflamme que successivement et fait *long feu.* Ce n'est donc pas sans motifs graves qu'on lui donne la forme de grains. On conçoit, en effet, qu'un grain prenant feu, sa flamme, en s'introduisant entre les interstices des autres, fait partir toute la masse dans un espace de temps très-court, ce qui ne peut arriver dans une matière compacte ou tout à fait pulvérulente, dans laquelle le feu ne se propage que couche par couche. Plus les grains de la poudre seront réguliers et fins, moins la poudre mettra de temps à détoner, et plus son effet dynamique sera prononcé. La poudre lissée s'enflamme moins facilement que la poudre ordinaire; mais elle a l'avantage de ne pas fournir autant de poussière ou de *pulvérin* par le frottement et, par conséquent, de conserver toujours à peu près la même force propulsive.

Une bonne poudre doit brûler rapidement sur une feuille de papier, sans l'enflammer, et sans y laisser de résidu apparent. Elle doit être assez dure pour ne pas s'écraser entre les doigts; elle ne doit pas salir le dos de la main.

La poudre s'enflamme par le choc, par une élévation brusque de température portée à la chaleur rouge ou vers 300°, par l'étincelle électrique, ou le contact de corps enflammés. Sa combustibilité est d'autant plus grande qu'elle est plus sèche et moins dense.

Les produits de la détonation de la poudre sont nombreux : les uns sont solides, les autres gazeux. En voici la liste :

| NOMS DES PRODUITS. | ACTION QUI LEUR DONNE NAISSANCE. |
|---|---|
| PRODUITS GAZEUX : | |
| Beaucoup de gaz carbonique.... — de gaz azote......... Un peu de gaz oxyde carbonique. | Réaction du charbon sur l'acide azotique du nitre. |
| — de sulfure de carbone... | Réaction du soufre sur le charbon. |
| — de carbonate d'ammoniaque.............. — de vapeur d'eau........ — d'hydrogène carboné.... | Réaction de l'hydrogène contenu dans le charbon sur l'azote et l'oxygène de l'acide azotique, et sur le charbon. |
| PRODUITS SOLIDES : | |
| Sulfate de potasse............. Sulfure de potassium.......... | Réaction du soufre sur la potasse du nitre. |
| Un peu de carbonate de potasse. | Résultat de l'union d'une partie de l'acide carboniq. formé, avec un peu de potasse du nitre décomp. |
| Une trace de charbon.......... | |

Quand la poudre fait long feu, il se produit, en outre, au lieu d'azote, beaucoup de deutoxyde d'azote.

C'est le sulfure de carbone qui donne aux gaz de la poudre, d'après MM. Taillefert et Colin, l'odeur qu'ils répandent. Il n'y a pas, d'ailleurs, d'hydrogène sulfuré dégagé, comme on l'a cru généralement.

Les produits essentiels de la détonation vive de la poudre sont le gaz carbonique, le gaz azote et le sulfure de potassium. Les autres gaz et matières solides qui prennent naissance en petite quantité, proviennent de quelques circonstances accidentelles : la présence de l'hydrogène dans le charbon, l'humidité de la poudre, une variation dans le dosage due à son avarie, une température variable au moment de l'explosion, la présence de l'air, etc. Les analyses et les expériences de plusieurs chimistes distingués ont démontré, comme je l'ai déjà dit, que le dosage suivi depuis des siècles, pour la poudre de guerre française, est tel que l'indique la théorie.

M. le capitaine Brianchon a établi : 1° qu'un litre de poudre, pesant 900 grammes, produit par sa combustion 400 litres de gaz ; 2° que la température résultant de la combustion s'élève à 2400 degrés; 3° et que, d'après ces évaluations et à cette température, les 400 litres de gaz doivent occuper un espace de 4000 litres ; en sorte que le volume de la poudre est à celui des fluides élastiques qu'elle développe pendant sa combustion, comme 1 est à 4000.

Or, c'est ce passage subit des éléments de la poudre, de l'état solide à l'état gazeux, c'est l'expansion considérable des gaz qu'elle fournit, qui produisent, lors de sa détonation, une force si grande qui agit sur le mobile placé au-devant de la poudre, et qui le chasse avec d'autant plus de rapidité que le développement des gaz est plus instantané et qu'il s'opère complétement avant que le mobile soit sorti du canon. On conçoit, en effet, que les gaz qui apparaissent après que la balle ou le boulet est lancé, n'ont aucune part à sa projection et sont tout à fait perdus.

La portée ou la force des poudres se reconnaît par l'effet dynamique qu'elles exercent sur un mobile d'un poids déterminé et à l'aide de différents instruments connus sous le nom *d'éprouvettes*. Mais je renverrai aux traités spéciaux ceux d'entre vous qui voudraient avoir une connaissance complète de la manière dont on procède à l'essai des poudres, dans les ateliers du gouvernement, avant de les livrer à la consommation.

**Du chlorate de potasse.**

Voici un sel dont les propriétés curieuses, entièrement dépendantes de l'acide qui le constitue, méritent de fixer un instant votre attention. Découvert en 1786 par le célèbre Berthollet, qui le nomma *muriate suroxygéné de potasse,* il n'a été bien connu qu'à partir de 1814, époque à laquelle Gay-Lussac parvint à en isoler l'acide, qui reçut le nom d'*acide chlorique.* Il est représenté par le symbole, $KO,ClO^5$.

Le chlorate de potasse s'offre en lames hexaèdres ou rhomboïdales très-brillantes, d'une saveur fraîche et un peu acerbe. Il est inaltérable au contact de l'air. Il est soluble dans l'eau, mais dans des rapports très-variables suivant la température, puisque 100 parties d'eau à + 15° n'en dissolvent que 6 parties, tandis qu'à l'ébullition elles en dissolvent 60 parties 1/4.

En raison du peu de stabilité de son acide, c'est l'un des sels les plus faciles à décomposer. Une légère chaleur, le frottement entre deux corps durs, la percussion, le convertissent en chlorure de potassium et en oxygène : $KO,ClO^5 = KCl + O^6$. Aussi s'en sert-on souvent dans les laboratoires pour se procurer du gaz oxygène pur, en le calcinant dans une petite cornue de verre (*fig.* 250).

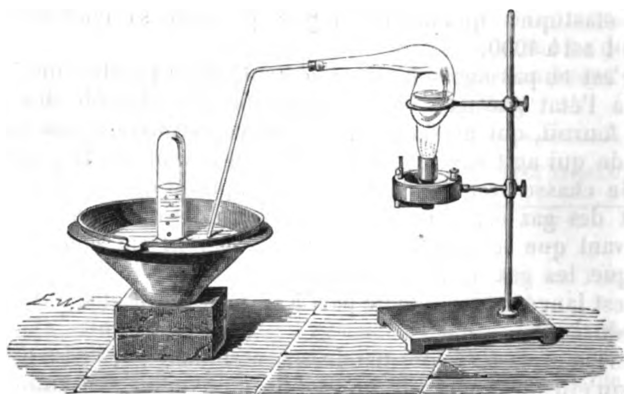


*Fig.* 250.

On accélère la décomposition du sel, et on l'effectue à une température peu élevée, en y mélangeant à l'avance un poids égal au sien de peroxyde de manganèse ou d'oxyde noir de cuivre. Ces corps n'interviennent que d'une manière physique ; probablement qu'ils répartissent mieux la chaleur dans la masse du sel et empêchent sa fusion ignée.

C'est à cause de la grande quantité d'oxygène qu'abandonnent instantanément son acide et sa base, que le chlorate de potasse, projeté sur des charbons ardents, déflagre vivement et augmente singulièrement leur combustion;

Que, mêlé avec des corps combustibles, tels que le soufre, le charbon, le phosphore, des métaux pulvérisés, des sulfures métalliques, du bois, des résines, etc., il donne lieu à des poudres qui s'embrasent et détonent avec la plus grande facilité, soit par la chaleur, soit par la trituration ou une percussion plus ou moins forte.

C'est à ces mélanges qu'on a donné le nom de *poudres fulminantes par le choc*. Pour les faire, on mêle avec précaution 3 parties de chlorate et 1 partie d'un des corps cités précédemment. En soumettant quelques pincées de ces poudres à un choc fort et subit dans un mortier ou sur une enclume, il en résulte une détonation considérable par suite de la rapide expansion des composés gazeux qui prennent naissance.

La poudre faite avec le chlorate, le soufre et le charbon, est un des mélanges les plus détonants. Quand on la triture rapidement dans un mortier, il se produit des détonations successives qui imitent des coups de fouet, et l'on voit jaillir hors du vase des flammes rouges ou purpurines d'un fort bel effet.

Berthollet proposa de substituer ce mélange à la poudre à canon. L'essai en fut fait à Essonnes, au mois d'octobre 1788. Mais à peine le pilon eut-il touché les matières, qu'une explosion terrible se fit entendre, brisa le vase, tua plusieurs ouvriers et deux des spectateurs, M. Letors et M<sup>lle</sup> Chevrand.

La force de cette poudre au chlorate est beaucoup plus considérable que celle de toute autre, comme on s'en est assuré à Paris, en 1793. Le projectile est lancé beaucoup plus loin, à charge égale et même inférieure ; mais elle détone si facilement que le mouvement d'une voiture suffit pour produire cet effet. Il a donc fallu renoncer à l'espoir d'en faire usage pour les armes.

On a seulement conservé l'emploi du chlorate pour certaines poudres d'artifice, plusieurs mélanges explosifs destinés aux fusées, aux amorces des canons et des fusils de munition. Dans ce dernier cas, il est associé avec un autre composé, encore plus dangereux, le *mercure fulminant*, dont je parlerai plus tard.

Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique concentré sur le chlorate de potasse, ce sel jaunit, répand un gaz jaune, lourd, fétide ; c'est de l'acide *hypochlorique* ou *chlorosique*, $ClO^4$. Quand on agit sur une masse un peu forte de matières, la réaction est si violente qu'il y a décrépitation et détonation. Cette expérience n'est pas sans danger.

Si le sel est préalablement mêlé de résine, de soufre, ou de

sucre, d'amidon, de sciure de bois, de sulfure d'antimoine ou de cinabre, il s'enflamme subitement, avec ou sans décrépitation, par le contact de l'acide. Cette inflammation provient de ce que l'acide sulfurique, en s'emparant de la potasse, met à nu l'acide chlorique qui cède aussitôt son oxygène à la matière combustible.

Parkes, dans la 3e édition de son *Catéchisme chimique*, publié à Londres en 1808, parle déjà de cette composition pour se procurer du feu. Quelque temps après, on imagina de s'en servir pour la confection de briquets, qui reçurent le nom de *briquets oxygénés*. C'est là, sans contredit, une des applications les plus ingénieuses et en même temps les plus lucratives des connaissances chimiques à nos besoins journaliers. On ignore le nom de celui qui eut l'heureuse idée de ces briquets et qui en fit un objet de spéculation. M. Warren de la Rue émet l'opinion qu'ils sont d'origine française. Sans contester cette assertion, M. Stas, rapporteur du jury central de l'exposition universelle de 1855, dit que le seul fait qui ressort avec certitude de ses investigations, c'est que la fabrication de ces briquets n'a jamais pris, en France, à Paris même, le développement qu'elle a eu en Allemagne. En effet, dès 1813, elle y fut établie par le docteur Ch. Wagemann, de Tubingue, et prit en 1815 une grande extension à Berlin, où ce docteur, associé à Seybel, avait érigé une usine qui a occupé jusqu'à 400 personnes.

Dans l'origine, on préparait ces briquets en imprégnant l'extrémité soufrée de petites allumettes d'un mélange de 30 parties de chlorate de potasse, 10 parties de soufre, 8 parties de lycopode, réduit en pâte molle avec une dissolution légère de gomme arabique et coloré en rouge ou en bleu, avec un peu de vermillon ou d'indigo. En plongeant les allumettes dans de l'acide sulfurique concentré, celui-ci détermine l'inflammation du mélange fulminant adhérent au bois, de sorte que ce dernier prend aussitôt feu.

En 1831, Étienne Römer, qui introduisit à Vienne la première fabrique d'allumettes oxygénées, apporta un immense perfectionnement dans cette industrie, en remplaçant le sapin du Nord par le pin du Sud, et en imaginant une machine d'une simplicité extrême pour débiter ce bois en bûchettes. C'est un rabot ordinaire, mais dont le fer est convenablement approprié à ce travail, et au moyen duquel un ouvrier peut produire jusqu'à 450,000 tiges d'allumettes dans sa journée. Aujourd'hui, c'est dans les forêts de la haute Autriche, de la Bohême et dans la forêt Noire du Wurtemberg qu'on fabrique toutes les tiges d'allumettes employées par les nombreuses fabriques de l'empire d'Autriche et du reste de l'Allemagne. Une seule fabrique, érigée en Bohême en 1839, par M. Fürth, livre annuellement 10 milliards de tiges, outre 2 millions de petites caisses d'allumettes ordinaires à frottement, 100,000 grandes caisses remplies pour l'exportation, et des quantités considérables d'allumettes de luxe de tous genres.

Vers 1832, on remplaça les briquets oxygénés, qui avaient bien des inconvénients, par des allumettes que la simple pression entre deux surfaces de papier sablé ou verré enflamme. C'est ce qu'on appela les

*allumettes à friction* ou les *congrèves*, dont l'inventeur est resté inconnu. Le mélange inflammable dont était garni le bout soufré de l'allumette se composait d'une partie de chlorate de potasse et de 2 parties de sulfure d'antimoine, mis en pâte à l'aide d'une solution de gomme.

En 1833, un industriel demeuré inconnu, remplaça le sulfure d'antimoine par le phosphore, et mit dans le commerce ce qu'on appelle les *allumettes phosphoriques* ou les *allumettes chimiques allemandes*. Leur fabrication devint immédiatement considérable en Autriche et dans le grand-duché de Hesse; c'est surtout au docteur Moldenhauer que sont dues toutes les améliorations apportées à cette industrie. La pâte se composait alors de: chlorate de potasse, 11; phosphore, 44; gomme, 45; bleu de Prusse 1/2. Après avoir réduit la gomme en un mucilage épais avec de l'eau, on y incorporait à chaud le bleu de Prusse, puis le phosphore coupé en petits morceaux; lorsque celui-ci était entièrement divisé dans la pâte, maintenue à + 60° au plus, on y ajoutait avec précaution le chlorate de potasse préalablement porphyrisé avec un peu de mucilage. C'est dans cette bouillie qu'on trempait le bout des allumettes soufrées, puis on les séchait à l'étuve.

Vous comprenez combien cette préparation était dangereuse. D'un autre côté, les allumettes ayant l'inconvénient de déflagrer bruyamment et de projeter au loin du phosphore enflammé, tout en répandant une odeur désagréable, comme aussi de s'embraser pendant le transport, il y avait urgence à faire éprouver un changement radical à la composition de la pâte. M. Preshel, de Vienne, est le premier qui, en 1837, ait remplacé le chlorate de potasse par le bioxyde de plomb (*oxyde puce*), qui est un excellent oxydant pour le phosphore. Plus tard, M. Preshel remplaça le bioxyde par l'azotate de plomb, qui est tout aussi énergique et coûte beaucoup moins. La suppression du chlorate constitue le plus grand progrès qu'on ait fait subir jusqu'ici à l'industrie qui nous occupe. — La gomme destinée à la formation de la pâtea été remplacée par la colle forte, qui est plus économique, attire moins l'humidité et s'oppose mieux aux émanations du phosphore.

Voici quelques recettes pour la composition de la pâte inflammable :

| PRESHEL. | | BOETTGER. | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Phosphore | 9 | Phosphore | 9 | Phosphore | 4 |
| Nitre | 14 | Nitre | 14 | Nitre | 10 |
| Bioxyde de plomb | 16 | Bioxyde de manganèse | 16 | Minium ou ocre rouge | 3 |
| Gomme | 16 | Gomme | 16 | Colle forte | 6 |
| | | | | Smalt | 2 |

| DIESEL. | | FABRIQUES DE PARIS. | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Phosphore | 17 | Phosphore | 25 | Phosphore | 30 |
| Nitre | 38 | Minium ou ocre | 5 | Bioxyde de plomb | 20 |
| Minium | 24 | Colle forte | 20 | Gomme adragante | 5 |
| Colle forte | 21 | Sable fin | 20 | Sable | 20 |
| | | Vermillon | 1 | | |

Pour les allumettes de luxe, on supprime le soufre; on trempe alors les bûchettes, fortement desséchées, dans de l'acide stéarique fondu, puis on les garnit de la composition inflammable. Une fois celle-ci sèche, on la recouvre d'un vernis au copal ou à la sandaraque. On a ainsi des allumettes qui ne s'humectent jamais, qui s'enflamment instantanément, sans bruit, et ne répandent aucune odeur désagréable.

On fabrique des allumettes-bougies avec des mèches de coton trempées dans de la cire fondue et garnies ensuite à l'une de leurs extrémités des pâtes inflammables ci-dessus indiquées. Elles donnent une très-belle lumière qui dure beaucoup plus longtemps que celle des allumettes en bois.

Les amadous et les papiers inflammables pour les fumeurs consistent en papier mâché imprégné de salpêtre et enduit par un bout de l'un ou l'autre des mélanges précédents.

Bien que les allumettes sans chlorate de potasse soient moins explosives et moins dangereuses que celles qui en contiennent, elles n'en sont pas moins la cause d'une infinité d'accidents. Le nombre des incendies s'est singulièrement accru depuis que l'usage des allumettes phosphoriques est devenu si général. Il en est de même des empoisonnements par le phosphore, surtout depuis quelques années. MM. Chevallier et Poirier ont établi tout récemment que, de 1824 à 1858, il y a eu 88 homicides ou tentatives d'homicide par le phosphore, dont 51 avec les allumettes chimiques.

Comme remède à tous ces inconvénients, les uns ont proposé de substituer au phosphore ordinaire le phosphore rouge qui, comme vous le savez, n'est pas vénéneux et a de plus l'avantage de ne pas s'enflammer spontanément dans les conditions qui peuvent se rencontrer dans tout lieu habitable. M. Camaille, fabricant à Paris, a mis le premier en circulation des allumettes au phosphore rouge.

D'autres, comme MM. Boëttger, et Lundstrom de Jenkoping, en Suède, ont fractionné, en quelque sorte, l'allumette, en ne donnant au bois que la pâte au chlorate, et déposant sur le fond de la boîte le phosphore rouge. C'est ce qu'on appelle les *allumettes hygiéniques* ou *briquets de sûreté*. En France, leur fabrication est faite très en grand par MM. Coignet, de Lyon.

D'autres, comme MM. Bombes de Villiers et Dalemagne, ont appliqué le phosphore rouge à l'extrémité non soufrée de l'allumette, de sorte que celle-ci porte avec elle ce qu'il faut pour lui faire prendre feu. En

effet, il suffit de rompre l'allumette en deux morceaux inégaux, d'appliquer le petit dont l'extrémité est imprégnée de phosphore rouge contre l'extrémité du grand morceau qui est recouverte d'un mélange de 2 parties de chlorate de potasse, 1 partie de charbon et 1 partie de terre d'ombre, puis de frotter convenablement pour enflammer l'allumette. C'est là ce qu'on appelle l'*allumette androgyne*.

D'autres, enfin, comme MM. Hochstetter et Canouil ont supprimé le phosphore blanc ou rouge de la composition inflammable, de manière que les allumettes sont tout à fait inoffensives. C'est là, suivant nous, la meilleure solution du problème. M. Canouil n'a pas fait connaître son secret. M. Hochstetter a dit le sien, et voici la composition qu'il indique comme donnant de très-bons résultats :

| | |
|---|---|
| Chromate de potasse............ | 4 |
| Chlorate de potasse............. | 14 |
| Peroxyde de plomb.............. | 9 |
| Sulfure rouge d'antimoine....... | 3,5 |
| Pierre ponce ou verre pilé....... | 6 |
| Gomme........................ | 4 |
| Eau........................... | 18 |

Vous me pardonnerez, Messieurs, les détails dans lesquels je viens d'entrer à propos d'une industrie chimique qui, en apparence peu importante, ne laisse pas cependant que de donner du pain à un bien grand nombre d'ouvriers. Les seules usines de l'Autriche occupent plus de 6,000 personnes, et livrent au commerce pour plus de 5 millions de francs de ces petits bouts de bois dont on vend plusieurs centaines pour un sou! A Paris, et dans la Moselle, il y a plusieurs établissements considérables; trois usines de la Lorraine emploient jusqu'à 800 ouvriers.

La réaction de l'acide sulfurique sur le chlorate de potasse, qui m'a amené à vous parler des briquets et allumettes chimiques, permet de faire, dans les cours, une expérience fort jolie dont je vais vous rendre témoins.

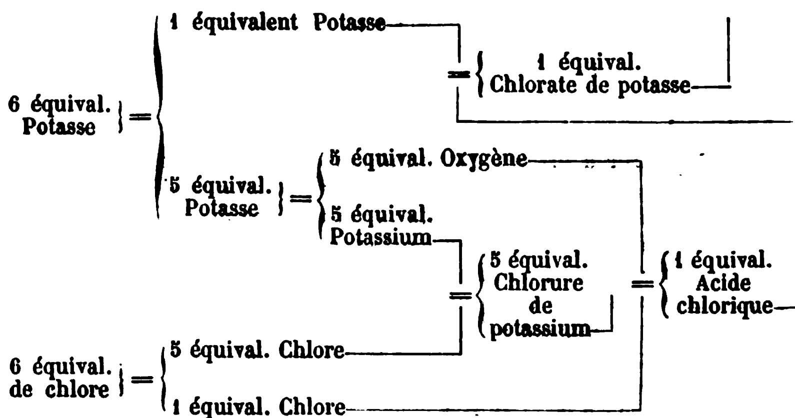
On met dans un verre à pied une petite quantité d'eau, du chlorate en plus grande proportion que le liquide n'en peut dissoudre, et quelques fragments de phosphore. On plonge ensuite au fond du vase l'extrémité effilée d'un petit entonnoir par lequel on fait écouler de l'acide sulfurique concentré. Dès que celui-ci est parvenu dans la dissolution, il s'échauffe, réagit sur le sel et le phosphore, en déterminant aussitôt la production de nombreux jets de lumière au sein du liquide. Ce phénomène frappe d'étonnement et d'admiration les personnes qui ignorent la cause de cette combustion. En mettant dans le verre, avec les autres substances, quelques petits morceaux de phosphure de calcium, des jets de feu d'une belle couleur de vert d'émeraude se produisent au fond

du vase, tandis que des éclairs jaunâtres viennent éclater à la surface du liquide.

Ces expériences, qui ne paraissent que des jeux d'enfants, ne sont pas aussi futiles qu'on pourrait le croire. Elles servent à mieux graver dans la mémoire les causes premières de toutes ces curieuses réactions chimiques.

On produit le chlorate de potasse en faisant passer un courant de chlore dans une solution concentrée de potasse d'Amérique. Il se forme, dans ce cas, du chlorure de potassium très-soluble et du chlorate de potasse peu soluble, qui se dépose en écailles, lorsque sa proportion dans la liqueur devient un peu considérable.

Voici la légende qui explique comment les choses se passent dans cette réaction :






$$6KO + 6Cl = 5KCl + KO,ClO^5.$$

Le chlorate de potasse déposé, est lavé à l'eau froide, puis séché. Cette préparation étant fort longue et peu productive a été abandonnée pour un procédé plus rapide et plus économique, dont l'idée première appartient à M. Liebig. On fait bouillir dans une suffisante quantité d'eau 10 parties d'hypochlorite de chaux sec et 1 partie de chlorure de potassium. Le premier sel, par l'influence de la chaleur se trouve d'abord converti en chlorate de chaux et en chlorure de calcium :



$$3CaO,ClO = CaO,ClO^5 + 2CaCl;$$

Puis le chlorate de chaux, en réagissant sur le chlorure de po-

tassium, donne lieu à du chlorate de potasse et à du chlorure de calcium :



$$CaO,ClO^5 + KCl = KO,ClO^5 + CaCl.$$

Le chlorure de calcium est très-soluble, le chlorate de potasse se dépose en lamelles cristallines par le refroidissement.

Aujourd'hui, dans les grandes fabriques de produits chimiques, on opère de la manière suivante, en faisant usage de l'appareil représenté figure 251.

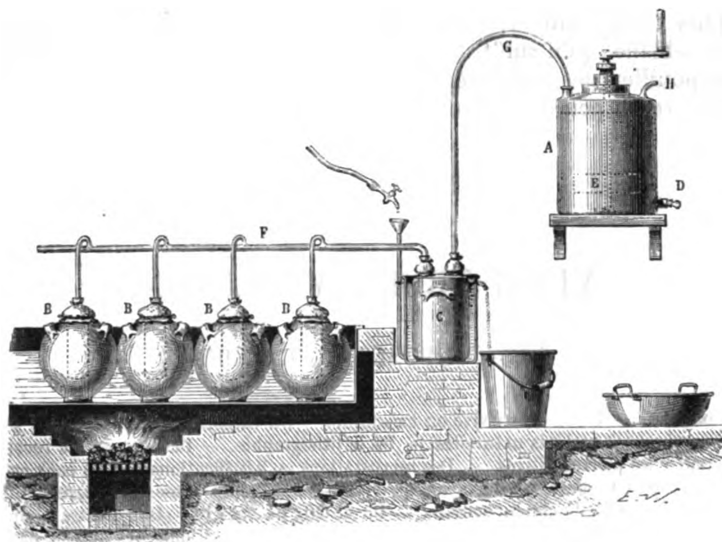



*Fig.* 251.

A Vase en plomb où l'on met le lait de chaux.
B, B, B Ballons en terre à produire le chlore placés dans un bain-marie.
F Tube en plomb.
C Vase en grès placé dans un réfrigérant destiné à condenser la vapeur d'eau entraînée par le chlore.
G Tube en plomb amenant le chlore dans l'appareil A.
H Tube de dégagement de l'air de l'appareil et du chlore en excès.
E Agitateur muni d'une manivelle.
D Trou de vidange.

On emplit l'appareil A de lait de chaux et l'on y fait passer un courant de chlore jusqu'à saturation. La température du mélange s'élève peu à peu, et il se forme une grande quantité de chlorate de chaux. Lorsque la liqueur n'absorbe plus de chlore malgré l'agitation que l'on donne au liquide, on ouvre le trou de vidange D et on reçoit les liqueurs dans un bassin en plomb, où la chaux non attaquée et les impuretés se déposent. On siphone les li-

queurs claires et on les introduit dans une chaudière où on les concentre jusqu'à 25 ou 30° de l'aréomètre de Baumé.

Pendant cette concentration le restant de l'hypochlorite de chaux s'est transformé en chlorate de chaux et en chlorure de calcium.

On introduit alors dans la chaudière du chlorure de potassium préalablement dissous dans de l'eau bouillante; on concentre faiblement et l'on met les liqueurs à cristalliser. Les cristaux obtenus sont souillés de chlorure de calcium; on les met à égoutter, puis on les fait cristalliser de nouveau. On a finalement un sel très-blanc, qu'il suffit de soumettre à quelques lavages pour le dépouiller des eaux-mères qui l'imprègnent et qui renferment encore un peu de chlorure de calcium.

---

# VINGT-TROISIÈME LEÇON.

## DES COMPOSÉS DU CALCIUM.

SOMMAIRE. — De la chaux vive ou caustique. — Du carbonate de chaux et de ses nombreuses variétés naturelles. — De la lithographie. — Des moyens de reconnaitre les pierres gélives. — Des incrustations ou pétrifications par les eaux calcaires. — Préparation de la chaux vive. — Des chaux grasses, maigres, hydrauliques, et du ciment romain. — Du sulfate de chaux. — De l'albâtre blanc. — Fabrication du plâtre. — Nombreux emplois de ce sel dans les arts et dans l'agriculture. — Du stuc. — Des eaux séléniteuses. — Moyen de les purifier. — Inconvénient des eaux calcaires pour l'alimentation des chaudières à vapeur. — Procédés pour y remédier. — Emploi du noir animal pour enlever les sels calcaires à l'eau, et pour assainir les citernes.

Parmi les composés minéraux que le génie de l'homme a su faire servir à ses besoins, la CHAUX (*protoxyde de calcium ou oxyde calcique*) tient, sans contredit, le premier rang; car aucun ne peut rivaliser avec cette matière pour l'importance et la multiplicité de ses applications.

Les propriétés utiles de la chaux furent connues dès l'origine des sociétés humaines, puisque déjà elle était la base de ces ciments et mastics avec lesquels les anciens surent donner à leurs édifices une solidité qui excite encore aujourd'hui notre admiration. On l'employa de bonne heure encore au blanchiment et à la fabrication des lessives caustiques, puisque Théophraste, fils d'un foulonnier de l'île de Lesbos, nous parle d'un vaisseau qui périt, parce que la chaux dont il était chargé et qui était des-

tinée au blanchiment, se trouva imprégnée d'eau par accident.

On ne rencontre jamais cet oxyde à l'état de liberté dans la nature; il y est toujours combiné à différents acides, et entre autres aux acides carbonique, sulfurique, phosphorique, azotique et silicique.

Privée des acides auxquels elle est naturellement unie, la chaux a la causticité des alcalis et leur action destructive sur les tissus animaux, mais elle les perd bientôt au contact de l'air, en absorbant tout à la fois l'humidité et l'acide carbonique de ce fluide. Elle est, d'ailleurs, en fragments irréguliers, d'un blanc grisâtre.

Elle a une si grande affinité pour l'eau qu'elle l'absorbe avec rapidité, en s'échauffant considérablement, se fendille en craquant, augmente beaucoup de volume ou *foisonne*, comme on dit en terme technique, et finit par se réduire en une poudre blanche et légère qui n'est presque plus caustique. Elle est alors à l'état d'hydrate. Les maçons disent qu'elle est *éteinte*. Ce changement tient à ce qu'elle ne peut plus absorber rapidement l'humidité qui recouvre la langue, ni s'échauffer par cette absorption.

En pesant la chaux après son extinction, on constate que son poids est considérablement augmenté, ce qui ne peut dépendre que de sa combinaison avec une certaine quantité d'eau. L'analyse démontre que la *chaux éteinte*, ou l'*hydrate de chaux*, ainsi symbolisé CaO,HO, renferme 25 pour 100 d'eau.

Pendant l'*extinction* de la chaux *vive*, la température s'élève au moins à 300° par suite de la combinaison de la chaux avec l'eau; aussi remarque-t-on une grande quantité de vapeurs aqueuses qui s'échappent avec sifflement des fissures de la pierre; et, lorsqu'on verse une nouvelle quantité d'eau sur les fragments qui ne sont pas encore complétement *délités,* il semble que le liquide tombe sur des charbons ardents ou sur du sable très-chaud (1). Souvent les chaufourniers mettent à profit cet échauffement considérable de la chaux vive, pour allumer de petits tas de matières combustibles sèches et légères. Ces faits font concevoir les inconvénients qui résulteraient de l'entassement de fragments de chaux vive dans un endroit non garanti de la pluie et à proximité de matières combustibles.

La chaux éteinte ou hydratée, délayée dans une grande quantité d'eau, forme ce qu'on appelle vulgairement le *lait de chaux*.

La chaux caustique est sensiblement soluble dans l'eau, mais son hydrate l'est un peu plus et, chose singulière, c'est que tous

(1) « Quel prodige ! s'écriait Pline, de voir ce qui a été déjà brûlé, prendre feu dans l'eau. » *Hist. nat.* lib. 36, § 53.

deux sont plus solubles dans l'eau froide que dans l'eau chaude. En effet :

| | 1 partie de chaux caustique exige pour se dissoudre : | | 1 p. d'hydrate exige . |
|---|---|---|---|
| A la température | de 0° ........ | 635 | 476 part. d'eau. |
| | de + 15°.... | 778 | 384 — |
| | de + 54°.... | 972 | 729 — |
| | de + 100°.... | 1270 | 952 — |

De là vient que la dissolution de chaux froide, ou l'*eau de chaux*, comme on l'appelle dans les laboratoires, se trouble et dépose de la chaux, quand on la fait bouillir.

La préparation de l'*eau de chaux*, réactif si fréquemment employé, est aussi simple que possible, puisqu'elle se borne à renfermer dans un grand flacon de l'eau distillée avec un excès d'hydrate de chaux, agitant souvent et laissant ensuite reposer, siphonant la liqueur claire et la remplaçant par de nouvelle eau qui, en quelques jours, est de nouveau saturée de chaux. Lorsqu'on ajoute du sucre à l'eau qu'on met en contact avec la chaux, son pouvoir dissolvant augmente dans une très-forte proportion, et dans un rapport direct avec le poids du sucre employé. Voilà donc un moyen commode d'avoir une dissolution saturée de chaux pour une foule de besoins et notamment pour l'analyse chimique ou la médecine. Le composé de sucre et de chaux qui se forme ainsi et qu'on appelle *sucrate* ou *saccharate de chaux*, véritable sel dans lequel le sucre fait fonction d'acide, présente une propriété curieuse. Sa dissolution, claire et limpide, se trouble et se coagule, à la manière du blanc d'œuf, en une masse blanche par la chaleur de l'ébullition; c'est le sel qui se sépare; mais il se redissout à mesure que la liqueur se refroidit, et lorsque celle-ci est revenue à la température ambiante, elle a repris sa transparence et sa limpidité première. Le sucrate de chaux offre donc, d'une manière qu'on peut dire exagérée, un caractère que présentent assez généralement les sels de chaux, une solubilité qui décroît à mesure que la température s'élève.

C'est en calcinant au rouge le carbonate de chaux naturel qu'on obtient la chaux caustique. Avant de vous indiquer comment on pratique cette calcination, il est nécessaire de vous faire connaître ce sel si répandu.

Non-seulement le carbonate de chaux se trouve en abondance dans le sein ou à la surface de la terre, puisqu'il forme des montagnes entières et même des chaînes de montagnes, comme les Pyrénées, le Jura, les Vosges, les Apennins, une grande partie des Alpes; mais il existe encore dans tous les végétaux, et constitue presque entièrement la coquille des œufs des oiseaux, les écailles

de l'huître et la croûte terreuse des autres mollusques, les madrépores, les coraux et autres polypiers, etc.

Les formes très-variées sous lesquelles se montre ce sel, les usages nombreux auxquels on le consacre, tout en lui excite la curiosité et peut devenir le sujet d'une étude aussi étendue qu'agréable.

Le célèbre minéralogiste Haüy a décrit 154 variétés de carbonate de chaux cristallisé, et il a calculé qu'il y en avait plusieurs milliers de possibles ! Toutes ces formes cristallines très-diverses dérivent d'un rhomboïde obtus (*fig.* 252). Les cristaux rhomboédriques, incolores et transparents, connus sous le nom de *spath d'Islande,* présentent le phénomène remarquable de la *double réfraction.* Si l'on place une épingle ou une ligne noire derrière un de ces cristaux et qu'on regarde l'objet à travers deux faces parallèles du rhomboïde, on voit distinctement deux épingles ou deux lignes noires à côté l'une de l'autre.

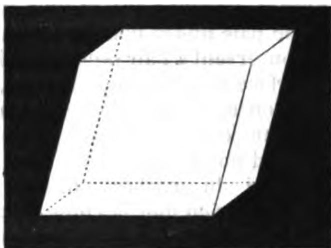


*Fig.* 252.

Souvent le carbonate de chaux est en masses dont le tissu, formé de petites lames croisées dans tous les sens, présente une ébauche de cristallisation. Plus fréquemment encore, il est en masses compactes à tissu serré, sans aucun indice de cristallisation.

Dans le premier cas, il constitue les *marbres blancs,* ou *marbres statuaires,* qui servent exclusivement aux sculpteurs. Le plus connu des marbres antiques était celui de l'île de Paros. Chez les modernes, les marbres destinés aux mêmes usages sont tirés principalement des environs de Carrare, sur la côte de Gênes. Les plus estimés sont blancs et translucides.

Parmi les espèces compactes de carbonate de chaux, on distingue principalement les suivantes :

1° Le *calcaire marbre,* qui comprend les nombreuses variétés de marbres de toutes couleurs employés à la décoration et à l'ameublement des édifices. Tantôt ces marbres sont colorés uniformément en noir, comme ceux de Dinan, de Namur, des Hautes-Alpes, etc., ou en rouge, comme la *griotte d'Italie,* qu'on exploite près de Narbonne, ou en jaune, comme le *jaune de Sienne.* Tantôt leurs couleurs sont disposées par veines ou par taches nuancées sur un fond uni ; tels sont le *Sainte-Anne,* à fond gris et veines blanches, remarquable par sa solidité ; le *Grand antique,* à fond noir et veines blanches nettement tranchées ; le *Portor,* à fond noir et veines jaunes ; le *Languedoc,* à fond rouge et à grandes veines, qu'on emploie pour les décorations monumentales et qui vient de Narbonne ; le *bleu turquin,* à fond bleuâtre et veines plus foncées, etc.

Il y a des marbres qui sont formés de fragments de diverses teintes réunis par un ciment calcaire ; c'est ce qu'on appelle alors des *brèches* et des *brocatelles* (marbres de l'Ariége, de l'Aude, des Basses-Pyrénées, d'Aix, d'Andalousie, etc.). Enfin ils sont quelquefois uniquement composés de coquilles brisées converties en calcaire ; on les nomme alors des *lumachelles*, de *lumaca*, *lumacella*, limaçon (environs de Troyes, de Narbonne, Jura, Brest, etc.) ; le *petit granite* ou marbre des Écaussines, près de Mons, qui couvre la plupart de nos meubles, en est un exemple commun.

On trouve les marbres dans presque toutes les chaînes de montagnes. Ils font l'objet d'une branche de commerce de la plus haute importance. Les plus connus et les plus employés sont ceux d'Italie, de Belgique et de France. Ils sont d'autant plus estimés qu'ils ont des couleurs plus vives, une pâte fine et homogène, qu'ils prennent un bel éclat par le poli, et se conservent à l'air sans altération. On leur donne le poli en frottant leur surface avec des poudres dures, telles que le grès, le sable argileux, la pierre-ponce, l'émeri, le colcothar, la limaille de plomb mélangée de noir de fumée. Les frictions avec ces diverses substances sont répétées un très-grand nombre de fois.

L'emploi du marbre remonte à la plus haute antiquité, et le mot est aussi ancien que la chose ; mais dans sa première acception, il désignait toutes les pierres susceptibles de poli, telles que les granites, les porphyres, les serpentines, les albâtres ; et c'est encore ainsi que l'entendent les architectes et les constructeurs, qui ne considèrent toutes ces roches que par rapport à l'effet qu'elles produisent. Mais les naturalistes et les technologistes ont, avec raison, fait cesser cette confusion, en n'appliquant le nom de *marbres* qu'aux calcaires susceptibles de poli, caractérisés par la double propriété de faire effervescence avec les acides et de se réduire en chaux vive par la calcination.

En 1840, on a fait revivre en Italie l'art de produire des espèces de mosaïques sur marbre par absorption des matières colorantes. Dès le quatrième siècle, on savait déjà que le marbre peut s'imprégner de couleurs, et on utilisait cette propriété pour la décoration. Zosime, le Panopolitain, en parle très-explicitement.

C'est au moyen de résine laque, appliquée à chaud sur le marbre, également chaud, que les ouvriers parviennent à en recoller les fragments.

2° Le *calcaire lithographique*, dont un chanteur du théâtre de Munich, Senefelder, s'est servi avec tant de bonheur, en 1799, pour remplacer les planches de cuivre employées à la gravure ordinaire. L'art de la *lithographie* consiste à dessiner sur la pierre polie, avec un crayon gras, l'image que l'on veut reproduire ; on fixe les traits du dessin par un lavage superficiel à l'eau de gomme acidulée par l'acide azotique ; ce lavage a encore pour effet de mettre le dessin en relief et surtout de changer la surface de la pierre en azotate, ce qui la rend imperméable aux corps gras. Sur cette surface ainsi préparée, et maintenue humide, on étend avec un rouleau élastique de l'encre ordinaire d'imprimerie, qui ne se fixe point sur la partie humide, mais qui s'attache seulement sur le dessin tracé au crayon gras. En recouvrant alors la pierre d'une feuille de papier blanc un peu humide, et exerçant une pression convenable, on décharge sur le papier la plus grande partie de l'encre qui donne

ainsi, d'une manière facile et expéditive, la reproduction du dessin, dont on peut tirer un grand nombre d'épreuves sans altérer la pierre.

Importée en France en 1802, peu de temps après avoir été créée en Bavière, la lithographie n'a commencé à se développer que vers 1814, grâce aux efforts du comte de Lasteyrie, qui créa à Paris la première imprimerie lithographique. La Société d'encouragement a surtout contribué à faire naître et à entretenir chez les chimistes et les dessinateurs cette louable émulation qui, en moins de vingt-cinq ans, a produit des résultats aussi brillants qu'utiles. Aujourd'hui, l'art de Senefelder a reçu une telle perfection que ses dessins rivalisent, par le moelleux et la finesse de leurs traits, avec les plus belles gravures; il est devenu, en outre, pour une foule d'usages, le complément nécessaire de l'imprimerie typographique.

Un habile mécanicien de Rouen, M. Perrot, a imaginé, en 1840, une machine qui mouille, encre, pose le papier sur la pierre, imprime et enlève les épreuves, sans le concours de la main de l'homme, et cela d'une manière continue, dans toute l'acception du mot. La *perrotine lithographique* a été imitée et perfectionnée depuis; si bien qu'aujourd'hui rien ne manque, sous le rapport de la célérité, de l'économie et de la perfection du travail, à cette admirable invention de Senefelder, rivale heureuse de la typographie et de la gravure.

Les pierres les plus recherchées par les lithographes sont celles de Pappenheim sur les bords du Danube, en Bavière; mais on en trouve aussi en France, particulièrement à Châteauroux (Indre), Pielle, Marchamp, Belley (Ain), aux environs de Dijon, de Périgueux, à Montdardier près le Vigan (Gard), etc.

On substitue fort souvent aux pierres de calcaire compacte des plaques de zinc préparées, qui offrent plus de consistance et sont d'un emploi plus commode et plus économique, surtout pour l'*autographie*, ou la reproduction des écritures. Senefelder avait déjà employé ce métal. Cette modification constitue ce qu'on appelle la *zincographie*.

En 1836, Godefroi Engelmann, de Mulhouse, l'un des plus habiles lithographes de France, a résolu, le premier, le problème fort difficile de lithographier en couleurs; c'est-à-dire de remplacer le pinceau par des teintes appliquées au moyen du tirage, chaque pierre portant la couleur qu'elle doit déposer sur l'épreuve première. Cette nouvelle application de la lithographie, nommée avec raison *chromolithographie* (du mot grec *chroma*, couleur), a rendu des services immenses aux sciences et aux arts, et se prête avec un bonheur infini à toutes les exigences. Une carte géographique qui, coloriée à la main, coûtait une dizaine de francs, ne se vend actuellement que 3 fr. 25 depuis qu'on fait usage de la chromolithographie.

3° Le *calcaire grossier*, vulgairement appelé *pierre à chaux*, *pierre à bâtir des Parisiens*. C'est une espèce de carbonate de chaux qui a une texture lâche, un grain ordinairement grossier, qui se laisse facilement entamer par les instruments tranchants, et n'est susceptible de recevoir aucun poli. Ses couleurs sont sales et varient entre le blanc, le gris et le jaune-isabelle. C'est, sans contredit, une des pierres qui rend le plus de services à la société, car partout elle est employée pour les constructions.

Si le nom de *pierre précieuse* était l'apanage des choses utiles plutôt que des choses brillantes, la pierre calcaire mériterait beaucoup mieux ce nom que le diamant et les autres *gemmes* colorées, qui ne sont, en réalité, que des objets de luxe, de magnifiques superfluités !

La *pierre à bâtir* ne se rencontre pas également dans tous les pays ; elle est commune en France, surtout aux environs de Paris, qui sont, pour ainsi dire, criblés de carrières dont l'exploitation contribue à l'immense richesse de cette ville. On la nomme *pierre de taille* lorsqu'elle est en gros blocs, et *moellon* lorsque ses masses ne dépassent pas 17 décimètres cubes. Il y en a de tendres et de dures. Les variétés tendres éclatent par la gelée ; on les appelle *pierres gélisses* ou *gélives*.

La durée des bâtisses dépend entièrement de la propriété qu'ont les pierres de carrière d'être gélives ou non. Vous concevez, d'après cela, Messieurs, combien il était important d'avoir un moyen certain de reconnaître en peu de jours si telle pierre d'appareil présente cette fâcheuse propriété. Cette question, qui avait occupé l'esprit du grand Colbert, puisqu'il y a cent soixante-dix ans qu'il en avait proposé la solution à l'Académie d'architecture, a été résolue, en 1820, par Brard, minéralogiste distingué.

Son procédé consiste à exposer des échantillons des pierres que l'on veut essayer, à l'action d'une dissolution saturée et faite à froid de sulfate de soude, que l'on fait bouillir pendant une demi-heure. On retire ensuite les échantillons, on les isole, en les suspendant, à l'aide de fils, au-dessus de vases remplis de la dissolution dans laquelle ils ont bouilli. Vingt-quatre heures après, on trouve leurs surfaces couvertes de petites aiguilles blanches. On plonge ces pierres dans la dissolution pour faire tomber les premières efflorescences salines, et on recommence ainsi toutes les fois que les aiguilles sont bien formées, pendant l'espace de cinq jours environ. Quand les pierres ne sont point gélives, le sel n'entraîne rien avec lui et l'on ne trouve au fond des vases ni grains, ni feuillets, ni fragments de pierre. Dans le cas contraire, on s'aperçoit, dès le premier jour que le sel paraît, qu'il entraîne avec lui des fragments, que les pierres perdent leurs angles, et que leurs arêtes s'émoussent ; enfin on trouve au fond des vases tout ce qui s'est détaché dans le cours de l'épreuve.

Vous voyez, Messieurs, combien le procédé de Brard est ingénieux et d'une facile exécution. Tels sont les avantages de la science ; elle fournit à la pratique des moyens prompts et sûrs que le hasard n'eût pu faire connaître, car ici c'est une idée théorique qui a guidé le savant dans ses recherches et l'a conduit à un résultat aussi intéressant.

4° La *craie* est une des variétés les plus communes du carbonate de chaux non cristallisé, puisqu'elle constitue des masses considérables, qu'elle forme le sol de contrées entières, comme en Pologne, en Angleterre, en France (Champagne, côtes de la Manche, environs de Rouen, etc.).

Cette pierre a un tissu lâche, une cassure terreuse ; elle est friable et très-tendre, presque toujours blanche.

C'est avec elle qu'on prépare ce qu'on appelle le *blanc d'Espagne*, le *blanc de Meudon*, le *blanc de Bougival*, le *blanc de Troyes* ou *de Champagne*, et, en Normandie, le *blanc de Dieppedalle*. Ce blanc est employé

comme crayon et dans toutes les peintures en détrempe. Il sert aussi à nettoyer les métaux et les verres. Pour amener la craie à cet état, c'est-à-dire pour la priver de la plus grande partie du sable qu'elle contient, on la délaie dans l'eau, on laisse déposer le sable, puis on décante le liquide qui la tient en suspension. Elle ne tarde pas à se déposer. On fait ensuite sécher ce dépôt, et lorsqu'il est en consistance convenable, on le moule en forme de cylindres ou de *pains* dont on achève la dessiccation à l'air.

5° Quoique le carbonate de chaux soit tout à fait insoluble dans l'eau, il est cependant peu de sources, de fontaines dont les eaux n'en renferment une certaine quantité. Mais c'est qu'alors il est dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique; aussi, dès qu'on vient à faire chauffer ces eaux, l'acide se dégage et le sel se précipite en poudre blanche ; si on les additionne de quelques gouttes d'ammoniaque, elles ne se troublent pas immédiatement, mais elles laissent déposer, au bout de quelques heures, de petits grains cristallins qui se fixent aux parois du verre; ces grains consistent en carbonate de chaux, devenu insoluble par suite de la saturation par l'ammoniaque de l'excès d'acide carbonique qui tenait d'abord le sel calcaire en dissolution dans l'eau. Il y a des sources qui en sont tellement saturées, qu'elles le laissent déposer dès qu'elles ont le contact de l'air. C'est ce qui donne lieu à ces amas plus ou moins considérables de calcaire qu'on désigne sous les noms de *tuf* et de *travertin*.

Lorsque ces sources coulent sur des bois, des coquilles, des végétaux, elles les recouvrent d'une incrustation terreuse qui se moule parfaitement sur eux, de manière à reproduire leurs formes extérieures, et en très-peu de temps ces objets ont tout à fait l'apparence de la pierre. C'est ce qui arrive aux bains de Saint-Philippe, en Toscane, à la fontaine de Saint-Allyre, à Clermont-Ferrand, aux sources de Saint-Nectaire, dans le Puy-de-Dôme, à la fontaine d'Orcher, près du Havre (1), etc.

On a tiré parti de la propriété incrustante de ces eaux pour mouler des bas-reliefs et imiter des pétrifications. Voici un bas-relief en incrustation de Saint-Nectaire; voici des grappes de raisin, des nids d'oiseaux, une corbeille de plantes, qui ont été incrustés par les eaux de Saint-Allyre; voici enfin des mousses pétrifiées, recueillies à la fontaine d'Orcher (2).

La célèbre fontaine de Saint-Allyre a laissé déposer depuis des siècles une si grande masse de travertin, qu'il en est résulté une muraille

(1) La fontaine d'Orcher, qui descend du milieu de la falaise et tombe en cascade sur les rochers qui sont au pied, incruste d'un sédiment calcaire les pierres, les mousses et les herbes qui croissent entre leurs fentes. « La singularité de ces pétrifications, la situation de cette source, qui descend d'assez haut entre les rochers, parmi les grands blocs arides de craie et de grès, la belle végétation des arbrisseaux, du gazon et des mousses sur une plage aride, rendent cette fontaine un des points les plus pittoresques des environs du Havre. » (*Description géologique du département de la Seine-Inférieure*, par M. Passy, p. 71.)

(2) Les anciens connaissaient le phénomène des eaux incrustantes, puisque Sénèque, philosophe romain, né l'an 2 ou 3 de J.-C., parle de plusieurs fontaines, dans lesquelles on faisait pétrifier des branches d'arbre, qu'on vendait comme objets de curiosité.

énorme de 78 mètres de longueur sur une hauteur de 6 mètres à 6 mètres et demi, et un pont d'un admirable effet, qui semblent avoir été construits par la main des hommes (1).

Souvent les tuyaux qui conduisent les eaux d'un endroit à un autre s'engorgent très-promptement par des dépôts calcaires, lorsque les sources, comme celle d'Arcueil, près de Paris, contiennent beaucoup de carbonate de chaux. Dans ce cas, ainsi que Darcet l'a démontré par des expériences en grand, on peut facilement, et à peu de frais, nettoyer les tuyaux, en y faisant couler de l'acide chlorhydrique faible, qui dissout les incrustations en transformant le carbonate de chaux en chlorure de calcium très-soluble. On peut recourir au même moyen pour nettoyer, sans nuire à leur solidité, les cuves, les soupapes et les serpentins des appareils à l'aide desquels on chauffe directement l'eau par la vapeur.

Lorsque des eaux saturées de carbonate de chaux s'infiltrent dans les fissures des pierres situées à la voûte des cavités souterraines, et viennent à suinter à travers le tissu lâche et poreux de cette voûte, elles laissent par leur évaporation les molécules de calcaire à sec. Celles-ci se recouvrent incessamment de nouvelles molécules, et il résulte bientôt de cette agglomération continuelle, des tubes, des cylindres qui pendent à la voûte des cavernes, et qui souvent descendent jusqu'à terre. C'est ainsi que se forment ces gracieuses colonnades qu'on admire dans certaines grottes naturelles (*fig.* 253). Mais une partie du liquide, en tombant de la voûte sur le sol, y produit d'autres dépôts composés de couches ordinairement ondées, ou des protubérances, des extensions, dont les figures varient à l'infini. On appelle *stalactites* les concrétions qui pendent ainsi à la voûte des cavernes, et *stalagmites* celles dont la formation est due à la chute du liquide sur le sol. Lorsque les stalagmites sont en grandes masses susceptibles d'être taillées et polies, elles constituent ce qu'on appelle l'*albâtre* dans les arts.

On ne trouve guère les stalactites et les albâtres que dans les terrains calcaires, parce que c'est seulement dans ces terrains qu'on rencontre des cavernes d'une grande dimension. Ces cavernes ont quelquefois plusieurs centaines de mètres d'étendue. Les stalactites qui les garnissent, et dont les formes sont très-variées et l'aspect fort brillant, présentent un spectacle curieux et même imposant qui a rendu plusieurs de ces grottes célèbres, telles sont celles d'Antiparos dans l'Archipel grec, de Pool's-Hose en Derbyshire, d'Adelsberg en Carniole, d'Auxelle en Franche-Comté, de Caumont aux portes de Rouen, etc.

---

(1) Les cascades de Pambouk-Calessi, l'ancienne Hiérapolis ou ville sainte en Asie Mineure, présentent, d'après M. le comte Jaubert, les mêmes phénomènes d'incrustation, mais sur des dimensions bien plus colossales. Dans la suite des siècles, ces eaux thermales qui tombent d'une hauteur de 65 mètres et qui ressemblent à des ruisseaux de lait, ont formé, par leurs dépôts, toute une montagne avec de nombreuses ramifications qui s'étendent dans la plaine comme autant de coulées de lave. C'est un des spectacles les plus singuliers qu'on puisse voir. Strabon a décrit les cascades d'Hiérapolis telles qu'elles se présentent de nos jours; mais on ne trouve plus de traces de l'antre (Plutonium), qui dégageait de l'acide carbonique comme la grotte du Chien près de Pozzuolo; les concrétions l'auront sans doute comblé.

L'albâtre calcaire est en couches parallèles, mais ondoyantes, d'un tissu grenu, fibreux ou lamellaire. Ses couleurs varient entre le jaunâtre et le rouge-brun ; elles sont très-souvent distribuées par bandes ondu-



*Fig.* 253.

lées, par couches concentriques ou par taches. Cette belle pierre, remarquable par sa demi-transparence, le beau et doux poli qu'elle peut acquérir, est précieuse pour la décoration des édifices. On la taille en coupes,

en vases élégants, en châsses de pendules. Les anciens en faisaient des statues, des colonnes, des tables, et surtout des vases à conserver les parfums (1).

Il y a de belles carrières d'albâtre dans les provinces de Grenade et de Malaga en Espagne, à l'île de Malte, à Trapani en Sicile, etc.

Telles sont les principales espèces de carbonate de chaux qu'il était important de vous faire connaître, en raison de leurs nombreuses applications. Vous distinguerez toujours une pierre calcaire à ce qu'elle se dissoudra presque sans résidu dans la plupart des acides les plus faibles, en produisant une vive effervescence, et à ce que sa solution donnera un précipité blanc très-abondant avec les lessives caustiques ou carbonatées, et l'acide sulfurique.

Toutes les variétés de pierres calcaires, même les coquilles et les madrépores vivants, sont susceptibles de fournir de la chaux vive par une calcination au rouge. Toutefois, dans les arts, on

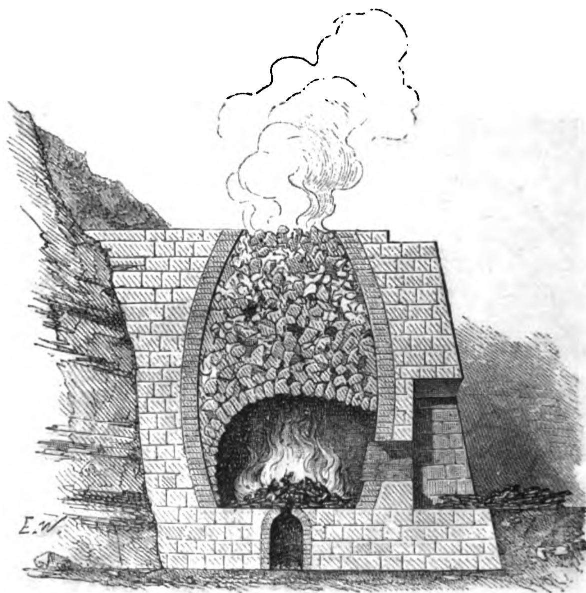


*Fig.* 254.

applique habituellement à cet usage le *calcaire grossier* ou la *pierre à chaux*.

(1) Le nom d'albâtre est dérivé du mot grec *alabastron*, qui veut dire *insaisissable*. Les anciens donnaient ce nom aux vases faits de cette matière, parce qu'étant ordinairement sans anses et très-polis, on avait quelque peine à les prendre.

Les *fours à chaux*, les plus simples et les moins coûteux à établir, sont des trous de forme ovoïde ou légèrement conique, creusés dans le sol ou le flanc d'une colline, et revêtus en briques, si la terre n'est pas assez compacte. La partie supérieure de ces fours est ouverte pour laisser exhaler la vapeur et la fumée. La pierre calcaire est disposée par lits, dont les premiers et les plus rapprochés du foyer ont une forme cintrée; on les monte avec de gros fragments de pierres qui laissent entre eux beaucoup d'interstices; les lits suivants sont faits avec des pierres concassées de plus en plus menues (*fig.* 254).

Lorsque le four est entièrement rempli de cette manière, on allume un feu de bourrées ou de petit bois sous la voûte; on le conduit modérément pendant plusieurs heures, et on le porte ensuite, peu à peu, au rouge vif, qu'on entretient alors d'une manière très-égale. Dès que la flamme sort au haut du four, sans être accompagnée de fumée, on diminue progressivement le feu, on laisse un peu refroidir, puis on tire la chaux, afin de recommencer une autre calcination, sans attendre que les parois du four soient trop refroidies. La chaux cuite est introduite dans des tonnes qu'on recouvre aussitôt.

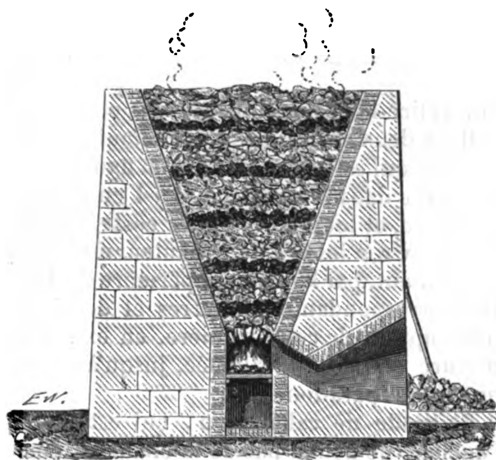


*Fig.* 255.

En place de bois ou de fagots, toujours chers, on peut employer des bottes de bruyères, de joncs marins ou des bourrées de Brindilles de bois et menus débris des coupes dans les forêts ; mais ces combustibles légers exigent des soins continuels, et le foyer doit être d'une grande dimension pour les contenir.

On calcine plus économiquement avec la houille. Dans ce cas, on construit un four en briques réfractaires (*fig.* 255), ayant la forme d'un cône tronqué et renversé, et dont les murs ont $1^m,30$ à $1^m,60$ d'épaisseur. On introduit dans ce four un lit de matières combustibles, houille sèche ou mélange de coke et de houille, puis un lit de pierres à chaux, et on alterne ainsi jusqu'à ce que le four soit rempli complétement. On allume la partie inférieure à

l'aide de bourrées sèches, et le charbon prend successivement feu dans toute la hauteur de la masse.

Quand on cuit à la tourbe, on ne peut pas mélanger le combustible avec la pierre. Voici le four (*fig.* 256) qui est le plus convenable dans ce cas. Au-dessous de la voûte calcaire, il y a une grille à barreaux mobiles, sur laquelle on pose la tourbe, et sous cette grille existe un cendrier. Il y a de cette manière un libre passage pour l'air, en sorte que la combustion de la tourbe s'accomplit parfaitement.

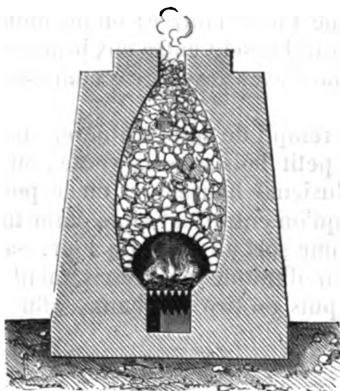


*Fig.* 256

Ces fours intermittents ne sont plus employés dans beaucoup d'endroits, comme en Angleterre, en Belgique, aux environs de Paris, de Lille, etc. On les a remplacés par des fours *coulants* ou *continus*, dans lesquels on charge la pierre calcaire par la partie supérieure, tandis que l'on retire la chaux cuite par des orifices inférieurs.

Il y a deux sortes de fours coulants. Dans les uns, peu différents de celui qui est représenté par la figure 255, on stratifie la pierre et la houille dans le rapport de 4 à 1 en volumes, on cuit à la manière ordinaire, et lorsque la fumée cesse, on tire toute la chaux qui est faite, environ les 2/3 de la hauteur du four, puis on comble le vide en ajoutant, par la partie supérieure du four et par lits, une quantité correspondante de pierres et de charbon. On continue sans interruption de cette manière, en extrayant par le bas la chaux à mesure qu'elle est calcinée, jusqu'à ce que le four ait besoin de quelque réparation.

Ce mode de calcination, qui est bien plus économique que l'ancien, ne donne pas de la chaux calcinée uniformément. Elle renferme beaucoup de *biscuits*, c'est-à-dire des morceaux qui ne sont pas susceptibles d'extinction, soit par suite d'une calcination imparfaite, soit par suite d'une calcination poussée trop loin.

Dans d'autres fours coulants, qui ont une hauteur de 8 à 10 mètres, le combustible est brûlé sur une grille latérale *a*, ainsi qu'on le voit dans la figure 257. La flamme et les produits de la combustion montent par un carneau vertical *b*, et entrent dans le four par trois ouvertures *c* placées à 2 mètres environ au-dessus du sol, sur trois points équidistants dans un plan horizontal. Du côté opposé au foyer se trouve une embrasure *d*, au bas du four,

qui sert au défournement de la chaux cuite. Souvent, au-dessus du gueulard *e*, on établit une hotte en tôle *f*, pour activer et régulariser le tirage; il y a, dans cette hotte, une porte *g* pour le chargement de la pierre.

Lorsqu'on commence la mise en train, on forme une voûte à sec au-dessus de la sole avec de grosses pierres, et on remplit le

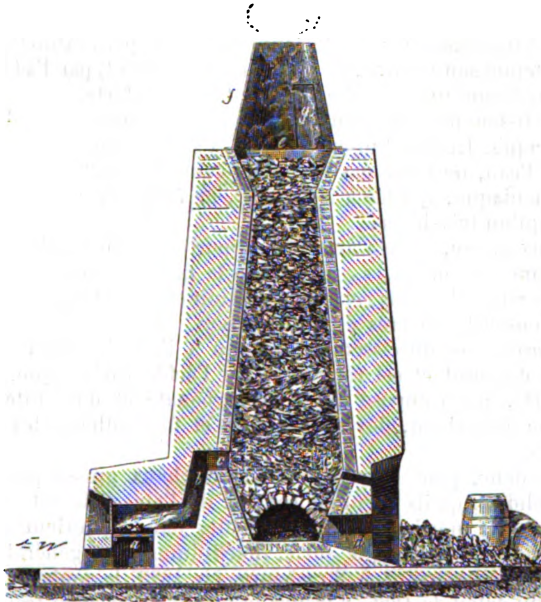


*Fig.* 257.

four de pierres concassées de même volume; on fait un feu de bourrées sèches sous la voûte en *d*, et aussitôt que la chaleur est portée au rouge jusqu'à 2 mètres environ au-dessus, on cesse de faire du feu en *d*, mais on augmente le chauffage par le foyer *a*. La chaleur dégagée cuit la pierre dans les régions supérieures du four. Toutes les douze heures, on enlève la chaux qui se trouve au bas du cylindre, et on charge par le haut une quantité équivalente de pierres calcaires. On ne s'arrête que lorsqu'il y a des réparations à faire.

La chaux cuite ainsi n'est pas souillée par les cendres du combustible; elle offre aussi plus de régularité dans sa cuisson.

La nature des pierres à chaux soumises à la calcination influe nécessairement sur celle de la chaux caustique qu'on en obtient. Les calcaires naturels renfermant fréquemment des carbonates de magnésie, de fer et de manganèse, avec plus ou moins d'argile, la

chaux vive contient presque toujours de la magnésie, des oxydes de fer, de manganèse, et de l'argile.

Sous le rapport de leurs propriétés, on distingue les chaux en *chaux grasses*, en *chaux maigres* et en *chaux hydrauliques*.

I. On donne le nom de *chaux grasse* à celle qui provient de la calcination complète de la craie, du marbre, enfin des pierres à chaux les plus pures. Cette chaux renferme peu de matières étrangères; elle est ordinairement très-blanche; elle foisonne beaucoup par l'extinction, jusqu'à 2 fois et demie son volume, se réduit en poudre, et, par l'addition d'un peu d'eau, forme une bouillie très-liante et très-forte.

Elle se dissout presque complétement, sans effervescence, dans l'acide chlorhydrique. La dissolution évaporée à sec, avec ménagement, et reprise par l'eau, ne laisse pas de résidu sensible, tout au plus 10 p. °/₀. — L'ammoniaque, ajoutée à la liqueur, ne fournit pas de précipité, ou n'en fait qu'un très-léger.

La chaux grasse, gâchée avec des proportions convenables d'eau et de sable, donne des mélanges connus sous le nom de *mortiers*, qui servent depuis les temps les plus reculées, à réunir et à souder, pour ainsi dire, les moellons et les pierres de construction.

Ces *mortiers* se durcissent peu à peu à l'air, à mesure que l'eau en excès disparaît et est remplacée par l'acide carbonique. Il se fait, de la sorte, un composé mixte de carbonate et d'hydrate de chaux qui, en se desséchant, deviennent durs et font adhérer les matériaux assemblés.

Il faut donc, pour que les mortiers à chaux grasse prennent une grande solidité, qu'ils aient le contact de l'air. Cela est si vrai que les portions de mortier qui sont enfouies dans l'intérieur des murs, restent molles, en quelque sorte, indéfiniment. Le général Treussart, ayant eu à reconstruire, à Strasbourg, en 1822, le soubassement d'un bastion qui datait de 1666, y trouva le mortier tout aussi frais que si les maçons l'eussent posé depuis quelques heures seulement. Pareille chose fut observée à Berlin lorsqu'on démolit, il y a une vingtaine d'années, un des gros piliers de la tour de Saint-Pierre, bâtie depuis environ 80 ans.

Mais ces mortiers à chaux grasse ne peuvent résister longtemps à l'action des eaux fréquemment renouvelées; ils se délayent, leur chaux se dissout jusqu'à la dernière parcelle, aussi toute tentative pour construire sous l'eau, avec eux, serait désastreuse. Cette disparition de la chaux des mortiers transforme, au bout d'un certain temps, en monceaux de pierres sèches, des murs de quai, par exemple, qu'on aurait crus convenablement maçonnés et d'une solidité à toute épreuve.

II. Les *chaux maigres* proviennent de pierres calcaires qui renferment des proportions assez fortes de carbonates de magnésie et de fer. Elles sont grises ou fauves, s'échauffent peu et, comme leur nom l'indique, foisonnent à peine ou augmentent peu de volume par l'extinction; elles donnent avec l'eau une pâte courte et peu liante.

On les reconnaît encore, en ce qu'elles laissent un résidu de sable plus ou moins grossier, après leur traitement par l'acide chlorhydrique.

L'ammoniaque ajoutée à la liqueur y fait naître un précipité notable de magnésie.

C'est à cette dernière base, qui en constitue souvent plus du quart, que les *chaux maigres* doivent leurs caractères et leurs défauts. Les mortiers dans lesquels elles entrent n'ont que peu de ténacité, et l'eau les attaque facilement ; aussi évite-on, autant que possible, de faire usage de ces sortes de chaux.

III. On appelle *chaux hydrauliques* celles qui se solidifient promptement dans l'eau. Elles sont ordinairement jaunes. Elles s'échauffent peu, se délitent difficilement et augmentent à peine de volume par l'extinction ; elles forment avec l'eau une pâte courte qui, à l'air, ne prend qu'une médiocre consistance, tandis qu'elle durcit considérablement sous l'eau, au bout de quelque temps.

Cette dernière propriété ne se montre pas toujours au même degré. Les plus caractérisées des chaux hydrauliques *font prise* du second au quatrième jour d'immersion ; au bout d'un mois, ces chaux sont fort dures et complétement insolubles ; dans le sixième mois, elles se comportent comme certaines pierres calcaires ; le choc les brise en éclats, leur cassure est écailleuse. C'est cette qualité remarquable qui les rend si précieuses pour toutes les constructions hydrauliques.

Ces sortes de chaux se dissolvent dans l'acide chlorhydrique, sans effervescence, en laissant un résidu plus ou moins abondant. La liqueur évaporée à siccité donne une poudre qui, traitée par l'eau, laisse au moins 9 à 10 p. °/₀, souvent 20 ou 30 p. °/₀ d'argile insoluble très-divisée. — L'ammoniaque, ajoutée à la liqueur, y produit un précipité notable.

C'est M. Vicat, ingénieur en chef des ponts et chaussées, qui le premier a découvert la véritable cause de l'hydraulicité de certaines espèces de chaux. Ce sont uniquement les calcaires argileux qui les produisent. Les départements où l'on trouve ces calcaires en plus grande abondance sont ceux du Lot, du Lot-et-Garonne, du Tarn, de la Dordogne, du Gard, de l'Ardèche, de la Drôme, du Gers, de la Charente, de l'Hérault, du Cher, de l'Allier, de la Nièvre, de l'Yonne, de la Côte-d'Or, de l'Ain, de l'Isère, du Jura, du Doubs, du Haut-Rhin, etc. Sur 80 départements déjà explorés, il n'en est que 6 ou 7, à terrains primordiaux, où les calcaires hydrauliques manquent entièrement.

Avec 10, 15, 35 p. °/₀ d'argile, les chaux deviennent de plus en plus hydrauliques ; et quand elles n'en renferment pas naturellement, il suffit de leur en ajouter avant la cuisson pour qu'elles acquièrent cette propriété à un degré plus ou moins prononcé. Ainsi, c'est bien à l'argile qu'il faut rapporter ce changement de propriété. Mais qu'est-ce que l'argile et quel est son rôle ?

L'argile, comme nous le verrons plus tard, est un mélange ou mieux une combinaison d'*alumine* et de *silice*. Un calcaire argileux, c'est une pâte de carbonate de chaux dans laquelle se trouvent disséminées de petites quantités d'alumine et de silice. Par la calcination, la chaux, ramenée à l'état caustique, réagit sur l'argile en s'emparant d'une partie de la silice pour former un silicate de chaux, tandis que l'alumine et le restant de la silice constituent un silicate d'alumine. La chaux cuite est donc alors un mélange de ces deux silicates avec de la chaux vive en

grand excès. Lorsque l'eau intervient, les trois substances s'hydratent, s'unissent intimement, la chaux devient par cela même complétement insoluble, et il se produit un tout solidaire excessivement dur et compacte (1).

Avant d'avoir trouvé en France de si nombreux gisements de calcaires hydrauliques, M. Vicat avait montré qu'il est possible de faire partout d'excellente chaux hydraulique, supérieure même à celle de Sénonches (Eure-et-Loir), type de perfection, en calcinant, dans des proportions convenablement choisies, de la craie ou de la chaux pure mêlée d'argile. Dès 1818, Brian et de Saint-Léger établirent au Bas-Meudon, près Paris, la fabrication en grand de la chaux hydraulique, d'après les indications de M. Vicat, en mélangeant 4 parties de craie de Meudon et 1 partie d'argile de Vanves ou de Passy, façonnant la pâte en briques et soumettant celles-ci à une calcination convenable. C'est avec cette chaux, mise en pâte consistante et additionnée de 2 parties de sable, que, depuis cette époque, tous les grands travaux de Paris et de la province ont été faits. Son emploi pour la construction des égouts, des réservoirs d'eaux, des canaux, des écluses, des ponts, des fortifications, etc., a produit, dans un espace de vingt-cinq ans, une économie évaluée à plus de 182 millions de francs !

M. Vicat a libéralement livré sa belle découverte au public. Un brevet d'invention, qu'il n'a pas voulu prendre, lui eût cependant assuré une fortune immense !

Lorsqu'on associe au carbonate de chaux jusqu'à 33 ou 40 p. $^0/_0$ d'argile, et qu'on cuit convenablement, on obtient une variété de chaux hydraulique, qui ne s'éteint pas, se pulvérise facilement et donne, quand on la détrempe, une pâte qui, comme le plâtre, se solidifie presque instantanément au contact de l'air, mais qui jouit aussi de la propriété de *faire prise solide* très-promptement sous l'eau. C'est à ce singulier et important produit, parfaitement étudié dès 1817 par M. Vicat, qu'on a donné, dans le commerce, le nom de *ciment romain*, nom très-impropre, puisque les Romains ne l'ont pas connu.

Ce sont deux Anglais, Parker et Wyatts, qui, les premiers, dès 1796, fabriquèrent ce ciment en calcinant légèrement certains galets calcaires ovoïdes, très-argileux, compactes et tenaces, qu'on trouve en grande abondance dans les comtés de Sommerset et de Glamorgan. Ils en vendirent bientôt à toute l'Europe, et les bâtiments anglais le prenaient comme lest pour le transporter jusque dans les Indes, car il est précieux pour le maçonnage des fondations, des caves, des citernes, des aqueducs, etc. Il est certains travaux, le *Tunnel sous la Tamise*, par exemple, qui n'auraient pas pu être exécutés sans lui.

On a trouvé aux environs de Boulogne-sur-Mer, à Pouilly (Côte-d'Or),

---

(1) Il paraît aussi, d'après les récentes expériences de M. Vicat, que la magnésie, lorsqu'elle intervient en proportions de 30 à 40 parties, peut rendre hydrauliques 40 parties de chaux très-pure. C'est parce que les chaux naturelles du Lardin (Dordogne) renferment 42 pour $^0/_0$ de magnésie, qu'elles jouissent si parfaitement de l'hydraulicité. Ces faits prouvent que les *dolomies* (double carbonate naturel de chaux et de magnésie) peuvent servir à obtenir de très-bonnes chaux hydrauliques ; on commence à en tirer parti sous ce rapport.

à Vassy (Haute-Marne), en Russie, etc., des calcaires qui fournissent une espèce de chaux tout à fait semblable au *ciment romain* des Anglais. Les ciments de Pouilly et de Vassy sont supérieurs à ce dernier pour toutes les constructions. Après avoir calciné convenablement ces calcaires argileux, on les réduit en poudre, qu'on passe au tamis et qu'on conserve en barils fermés. Cette grande division facilite leur gâchage avec l'eau. Comme, dans quelques circonstances, leur solidification trop rapide devient un obstacle réel à leur emploi, on les remplace par du mortier hydraulique dont le prix est d'ailleurs beaucoup moins élevé.

On rend instantanément la chaux grasse hydraulique, en la gâchant avec des proportions convenables de *pouzzolanes* ou de *trass*.

On donne le nom de *pouzzolanes* à des argiles poreuses ou arénacées d'origine volcanique, qui existent en abondance près du Vésuve, aux environs de Pouzzoles. C'est avec elles que les architectes romains durcissaient leurs mortiers.

Le *trass* est un conglomérat, de même nature volcanique, exploité pour le même usage, sur les bords du Rhin, et particulièrement dans les environs d'Andernach.

M. Vicat a constaté qu'en calcinant légèrement une argile quelconque avec 1/200 de chaux ou d'alcali, on en fait une véritable pouzzolane. Les briques, les tuiles, les débris de poterie commune et poreuse, agissent aussi, avec la chaux grasse, comme les pouzzolanes naturelles.

C'est donc avec ces pouzzolanes naturelles ou artificielles et de la chaux grasse qu'on fait les *mortiers hydrauliques* modernes, qui sont supérieurs, ou tout au moins égaux en qualité aux mortiers des Romains. En y ajoutant 2 à 3 fois leur volume de pierres poreuses ou caverneuses, en tout petits fragments anguleux, on en forme ce qu'on appelle des *bétons*, qui prennent en quelques jours une très-grande solidité, et qu'on emploie principalement pour les fondations des constructions en mer et pour celles des piles des ponts. Toutefois, pour qu'ils résistent à l'action destructive de l'eau salée, ils faut qu'ils ne contiennent pas plus de 20 p. % de chaux, et que les 80 p. % restants soient constitués par une pouzzolane naturelle ou par une pouzzolane artificielle résultant de la calcination modérée d'une argile contenant 1/5 d'alumine et 4/5 de silice. L'eau de mer a donc ses chaux hydrauliques spéciales ; c'est encore aux habiles recherches de M. Vicat qu'on doit cette découverte.

J'emprunte à ce célèbre ingénieur le tableau suivant qui indique les proportions respectives de calcaire et d'argile qui doivent se trouver associées, soit naturellement, soit artificiellement, pour fournir à la cuisson des chaux douées d'une plus ou moins grande hydraulicité.

| | CHAUX HYDRAULIQUES. | | | | CIMENTS. | | | POUZZOLANES. | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | MOYENNE. | ORDINAIRE. | TRÈS-HYDRAULIQUE. | LIMITE (*). | 1re LIMITE. | ORDINAIRE. | 2e LIMITE. | 1re LIMITE. | MEILLEURE. |
| Carbon. de chaux. | 89 | 83 | 80 | 77 | 73 | 64 | 39 | 16 | 2 |
| Argile........... | 11 | 17 | 20 | 23 | 27 | 36 | 61 | 84 | 98 |
| APRÈS LA CUISSON, LES PRODUITS OBTENUS ONT LA COMPOSITION SUIVANTE : | | | | | | | | | |
| Chaux caustique.. | 82 | 74 | 70 | 66 | 61 | 50 | 27 | 10 | 0,99 |
| Argile combinée.. | 18 | 26 | 30 | 34 | 39 | 50 | 73 | 90 | 99,01 |

(*) On appelle *chaux limites* celles qui ne présentent plus les propriétés des chaux hydrauliques, et qui ne possèdent pas encore les caractères des ciments.

L'art des constructions a une telle importance, que vous ne vous étonnerez pas, Messieurs, du développement que j'ai donné à l'étude industrielle de la chaux. Ce qui précède aura dû vous convaincre que les admirables découvertes de M. Vicat touchant la nature des chaux et des mortiers hydrauliques sont de celles qu'on ne saurait trop honorer, puisqu'elles contribuent, pour une si large part, à la richesse et au bien-être matériel d'un pays. C'est donc avec satisfaction que vous apprendrez qu'une loi promulguée le 20 juin 1845, sur le rapport d'Arago et de Thenard, a accordé à M. Vicat, à titre de *récompense nationale*, une pension de 6,000 fr., et que, sur le rapport de M. Dumas, la Société d'encouragement a décerné au même ingénieur, dans sa séance du 18 février 1846, le prix sexennal de 12,000 fr. fondé par feu le marquis d'Argenteuil en faveur de l'auteur de la découverte la plus utile à la France.

Un fait très-intéressant, mis en évidence, en 1840, par MM. Kuhlmann et Vogel, c'est l'existence des sels alcalins à bases de potasse et de soude dans toutes les pierres calcaires d'ancienne ou de nouvelle formation. Ces chimistes ont reconnu dans les calcaires des quantités notables de chlorures de potassium et de sodium, des silicates de potasse et de soude, des sulfates et des carbonates alcalins des mêmes bases. Or, pendant la calcination de ces calcaires, les silicates alcalins décomposés par la chaux vive, ou même le carbonate de chaux, donnent lieu à la production de potasse et de soude caustiques ou carbonatées, qui restent

dans la chaux obtenue et augmentent sa causticité. Voilà pourquoi la première eau qu'on met en contact avec la chaux donne toujours une *eau de chaux* plus alcaline que la seconde, ainsi que Descroizilles l'avait reconnu il y a déjà bien longtemps. L'existence des oxydes ou carbonates alcalins dans la chaux explique encore la présence de l'azotate de potasse tout formé dans la lessive des salpêtriers, comme aussi la production des efflorescences à la surface des murailles. D'après M. Kuhlmann, ces efflorescences salines sont généralement formées de carbonate et de sulfate de soude. Les murailles, récemment bâties avec du mortier et des pierres ou des briques, donnent lieu, en outre, à des exsudations de potasse caustique ou carbonatée, chargées de chlorures de potassium et de sodium.

Il n'est pas sans intérêt, comme vous voyez, de bien connaître la nature et l'origine de ces efflorescences des murailles, pour ne pas, dans des expertises judiciaires relatives à des travaux de construction, attribuer à une nitrification ce qui n'est qu'un résultat ordinaire indépendant de l'architecte.

Il est un autre sel de chaux non moins utile que le carbonate, et qui, comme ce dernier, sert principalement dans la bâtisse : c'est le SULFATE DE CHAUX, plus connu sous les noms vulgaires de *gypse*, de *sélénite* et de *plâtre*.

Il est très-commun dans la nature, soit en cristaux qui se présentent en prismes volumineux, en fines aiguilles, en lames, en



*Fig.* 258.

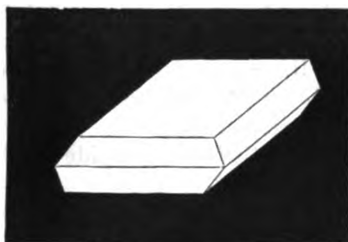


*Fig.* 259.



*Fig.* 260.

rosaces, en lentilles, en fer de lance (*fig.* 258, 259, 260), soit en masses à tissu laminaire, fibreux, grenu, compacte ou terreux.

Il forme des bancs plus ou moins épais dans les parties supérieures des terrains de sédiment. Il constitue souvent aussi des collines peu étendues, arrondies, comme celles de Montmartre, de Pantin, de Belleville, de Ménilmontant, aux portes de Paris.

Les cristaux de sulfate de chaux sont si tendres que l'ongle les raye facilement. Les lames transparentes et jaunâtres de ce sel, qui ont la propriété de décomposer la lumière et d'offrir ainsi des effets de couleur très-jolis, sont désignées par les carriers sous les singuliers noms de *pierre à Jésus*, de *miroir d'âne* (1). Les variétés compactes sont appelées *pierre à plâtre des Parisiens;* les variétés à tissu laminaire et saccharoïde constituent l'*albâtre gypseux* ou *blanc*, qu'on travaille et qu'on polit pour en faire des objets d'ornement d'un très-bel aspect. On distingue aisément cet albâtre de l'albâtre calcaire dont j'ai parlé précédemment, à sa tendreté, à sa fragilité, et surtout à ce qu'il ne fait pas effervescence, comme ce dernier, avec les acides.

C'est à Florence et à Volterra, en Toscane, que l'on confectionne la plus grande partie des ornements en albâtre blanc. L'art de le travailler était inconnu en France en 1806. Nous devons l'importation de cette industrie au sieur Gozzoli, qui, le premier, en établit une fabrique dont les produits firent partie de l'exposition de 1819. L'albâtre de la carrière de Dammard, près de Lagny (Seine-et-Marne), que sa teinte fauve à veines fondues fait nommer *albâtre gris*, est très-employé maintenant pour former des carreaux, des chambranles, des socles de pendules, des vases, des fûts, etc., ornés de sculptures en albâtre blanc rapportées.

Sous ces diverses formes, le sulfate de chaux est un hydrate contenant 20 p. °/₀ d'eau de combinaison. Dans les terrains anciens, il existe un sulfate de chaux anhydre : les minéralogistes l'appellent *anhydrite* ou *karsténite;* une variété de ce minéral, qui est légèrement siliceuse et de couleur gris bleuâtre assez agréable, est employée en Italie pour faire des tables et des cheminées sous le nom de *marbre de Bergame* ou de *Bardiglio;* on la tire de Vulpino, à 66 kilomètres de Milan.

Le sulfate de chaux est blanc, insipide, indécomposable par

---

(1) Chez les Romains, ces lames portaient le nom de *pierres spéculaires*, du latin *speculum*, miroir. C'est au temps de Sénèque qu'on doit rapporter l'origine et l'usage des pierres spéculaires. Les Romains s'en servaient pour garnir leurs fenêtres, comme nous y employons le verre, pour les litières des dames et pour les ruches, afin de pouvoir considérer l'ingénieux travail des abeilles. Ils les employaient aussi en guise de tuiles, disposées de manière à imiter le plumage de la queue du paon ; c'est ce qu'ils appelaient *toits de paon*. L'usage de la pierre spéculaire était si général, qu'il y avait des ouvriers dont l'unique profession était de la débiter en feuilles et de la poser. Le nom de pierre spéculaire était aussi donné au *mica* et au *talc*, minéraux très-différents du sulfate de chaux par la composition, mais pouvant, comme celui-ci, se diviser en feuillets écailleux et transparents.

le feu le plus violent, presque infusible. Il faut 332 parties d'eau à + 10°, suivant Lassaigne ; 393 parties d'eau à + 35°, suivant M. Poggiale, pour en dissoudre une partie. C'est donc un des sels les moins solubles, et l'eau bouillante ne s'en charge pas d'une plus grande quantité que l'eau froide. Celle-ci, d'ailleurs, n'en peut plus dissoudre la moindre trace, quand elle contient un peu d'esprit-de-vin.

Voici une expérience qui va vous donner une idée exacte du peu de solubilité du sulfate de chaux dans l'eau. Je verse dans une solution claire et un peu concentrée d'azotate de chaux de l'acide sulfurique du commerce ; aussitôt il se produit un dépôt abondant qui, en absorbant l'eau du mélange, se solidifie presque instantanément. C'est du *plâtre* que je viens de former. Cette conversion subite de deux liquides en un corps solide étonnait beaucoup les anciens chimistes, qui avaient désigné ce phénomène sous le nom de *miracle chimique*.

Un des principaux emplois du sel dont je parle est de servir comme matière plastique dans les constructions. Mais, pour cet objet, on lui fait subir une calcination qui le dépouille de son eau de cristallisation. La fabrication du *plâtre* (nom que l'on donne surtout au sulfate ainsi desséché, d'un mot grec qui veut dire *façonner, mouler*) est une industrie très-productive pour certaines localités, et notamment pour Paris, qui lui doit une grande partie de sa richesse. En effet, l'exploitation des carrières de Belleville, de Ménilmontant et de Montmartre, qui avait déjà lieu au quatorzième siècle, est considérable, et fournit du plâtre à presque tout le reste de la France. On en expédie même en Angleterre et en Amérique. Le département de la Seine en consomme plus de 10 millions d'hectolitres par an.

La *cuisson* du plâtre s'opère habituellement dans des fours d'une construction fort simple et qui se rapproche beaucoup de celle des fours à chaux (*fig.* 261).

On remplit d'abord ces fours jusqu'à près de la moitié de leur capacité avec des blocs de *plâtre cru*, que l'on dispose en tas soutenus par une espèce de pont de plusieurs arches. Les piles et les voûtes de ces arches sont construites avec des morceaux de plâtre choisis. Les voûtes sont chargées avec les plus gros fragments, entre lesquels on ménage des interstices. On achève de remplir avec des morceaux plus petits, et on recouvre la partie supérieure avec les mêmes fragments et la poussière du plâtre écrasé durant l'exploitation. Les fours étant pleins, on fait dans chaque arche un feu de bois ou de fagots, que l'on conduit doucement pour obtenir une température aussi égale que possible dans toute la masse. La flamme, en traversant les intervalles des blocs, dessèche et calcine le plâtre. Mais cette calcination est tou-

jours très-imparfaite : aussi le plâtre obtenu est-il un mélange de trois qualités, dont deux sont inertes pour le maçon : ce sont celles

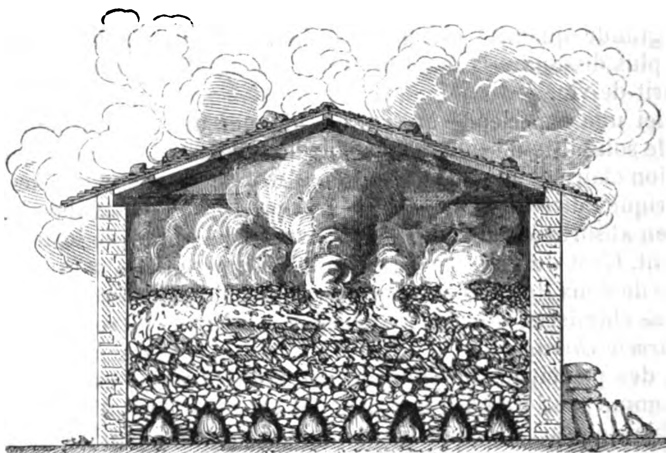


*Fig.* 261.

qui n'ont pas été assez calcinées, ou qui l'ont été trop ; elles ne font pas prise avec l'eau.

La cuisson du plâtre s'opère aussi dans des fours analogues à ceux employés pour cuire la brique au moyen du bois. La figure 262 représente un de ces fours.

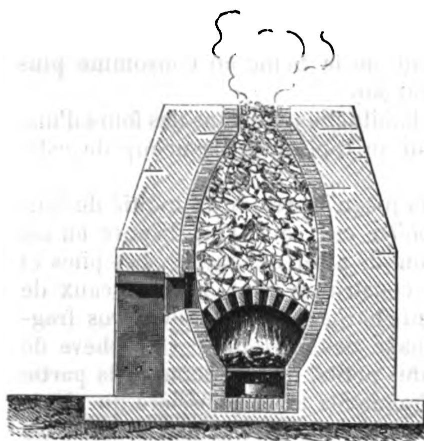


*Fig.* 262.

Dans le département de Saône-et-Loire, on fait usage de fours à deux foyers, dans lesquels on brûle de la houille ; il faut 1,120 k. de ce combustible pour cuire 25,000 kil. de plâtre.

Longtemps on a pensé que la cuisson du plâtre nécessitait une chaleur de plus de 200° ; mais en 1829, Gay-Lussac, puis, en 1831, M. Payen, ont constaté qu'une température de 100 à 150° suffit pour lui

faire perdre les 20 p. % d'eau de cristallisation qu'il contient, et qu'en deçà et au delà on obtient un produit inerte, qui ne peut plus absorber l'eau. Il résulte de là que cette cuisson se trouve réduite à une simple dessiccation.

On a cherché à ramener la fabrication industrielle du plâtre à ces indications de la science, mais on n'a réussi qu'en opérant sur cette substance pulvérisée et étalée en couches minces constamment renouvelées. On a pu, dans ces conditions, utiliser la chaleur perdue de fours à réverbère, de fours à coke, ou de foyers au bois ou à la houille ayant déjà une autre destination spéciale.

L'expérience a démontré que la cuisson du plâtre cru pulvérisé n'est avantageuse qu'autant qu'on agit sur les déchets pulvérulents des carrières. Ce qui s'oppose surtout à la généralisation de cette méthode, c'est la difficulté de conserver ce plâtre cuit en magasin, car, à moins de l'embariller, il perd rapidement ses qualités en réabsorbant de l'eau dans l'air.

Des nombreux systèmes de cuisson du plâtre cru en blocs, qui ont été successivement essayés depuis vingt-cinq ans, je ne vous en signalerai sommairement que deux pour vous montrer que cette industrie vulgaire a aussi progressé.

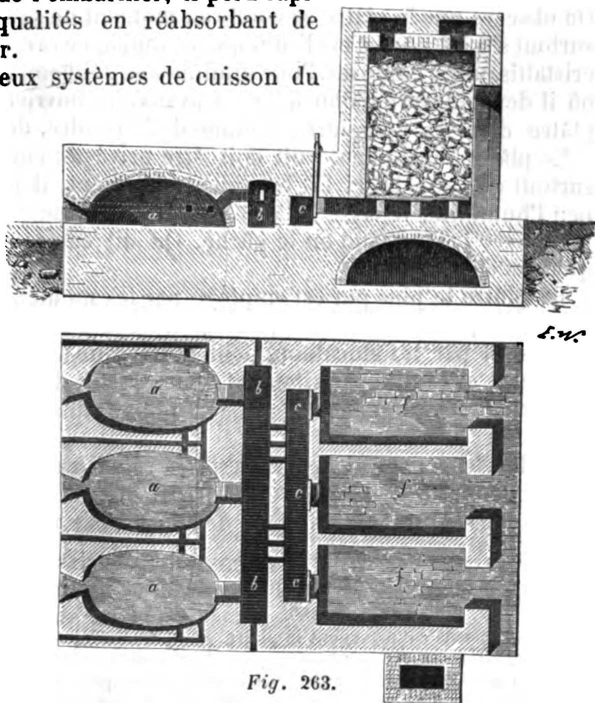


Fig. 263.

Dans beaucoup d'endroits, surtout auprès des grandes villes où le bois est toujours cher, on a profité avec avantage des flammes perdues des fours à coke *a, a, a* (*fig.* 263), en les dirigeant par des conduits *b, b*, et *c, c, c*, à la partie inférieure d'une grande chambre *f, f, f*, placée en arrière, à un niveau un peu supérieur, et remplie de plâtre en morceaux. Trois fours,

comme vous le voyez par la figure 263, sont placés dans le même massif, et la carbonisation de la houille y est conduite de manière à se trouver à une époque différente dans chacun d'eux; de cette manière le plâtre est exposé à une température moyenne et constante pendant toute la durée de la cuisson. Il est donc plus régulièrement cuit que par l'ancien procédé.

La Société d'encouragement a patronné, il y a deux ans, un nouveau four, de l'invention de M. Dumesnil, de Mareuil-lez-Meaux, qui donne d'excellents résultats (1).

Le plâtre convenablement *cuit*, réduit en poudre et *gâché* avec son volume d'eau, dégage de la chaleur, et se prend, au bout de quelques instants, en une masse ferme, qui devient très-dure et résistante. Ces effets dépendent de ce que le sulfate calciné reprend son eau de cristallisation, et cristallise ensuite, de manière que ses aiguilles s'entrelacent et forment une masse très-serrée. On observe que le plâtre se gonfle au moment de sa solidification, surtout s'il est pur ; c'est l'effet qui accompagne ordinairement les cristallisations confuses. Pour diminuer ce gonflement, dans le cas où il deviendrait nuisible à leurs travaux, les ouvriers ajoutent au plâtre diverses poussières, comme de la cendre, de la suie, etc.

Le plâtre récemment cuit doit être privé du contact de l'air, surtout quand celui-ci est humide; autrement, il absorbe peu à peu l'humidité, repasse à l'état d'hydrate, et ne peut plus faire prise avec l'eau quand on le gâche. On dit communément alors qu'il est *éventé* (2).

Le plâtre le plus pur est employé par les mouleurs pour la décoration, par les graveurs pour prendre des empreintes de médailles, et par les stucateurs pour faire cette composition nommée *stuc*, qui imite parfaitement toutes sortes de marbres, et qui en partage les avantages, comme le poli, la finesse et les belles couleurs.

On fait le *stuc* en délayant le plâtre récemment cuit et très-fin dans une solution de colle de Flandre blanche, encore chaude, de manière à obtenir une pâte de consistance molle, et en ajou-

---

(1) Voir Bulletin de la société d'Encouragement, 2e série, t. III, Janvier 1856, p. 3, et t. IV. Juillet 1857, p. 486.

(2) Les anciens connaissaient le plâtre. Chez les Romains, on s'en servait pour crépir ainsi que pour orner les écussons et les couronnements des édifices. Pline recommande d'employer le gypse lorsqu'il est détrempé, car il durcit très-vite. Cet auteur fait connaître un empoisonnement par le plâtre cuit. « Proculeius, ami intime d'Auguste, dit-il, avala du gypse dans un accès de douleur d'entrailles, et se donna ainsi la mort. » (*Hist. nat.*, lib. 36, § 59.) C'est peut-être ce fait qui accrédita l'opinion si répandue que le gypse était un poison. — Les anciens se servaient de vieux plâtre, puisque Théophraste dit expressément : « On peut séparer le plâtre des bâtiments, et le brûler une seconde fois pour l'employer de nouveau. » M. Berthier a fait tout récemment la même recommandation.

tant à cette pâte diverses substances colorantes, avec lesquelles on veut reproduire les teintes des marbres. Ces substances colorantes sont les mêmes que celles qui servent dans la peinture à fresque et la peinture en bâtiments. Lorsque le mélange est sec, on le polit, d'abord avec la pierre-ponce, puis avec la pierre à aiguiser et le tripoli. On lui donne le dernier lustre en le frottant fortement avec un morceau de feutre et de l'eau de savon, enfin avec de l'huile seule.

La fabrication du stuc, qu'on emploie pour faire des lambris, des colonnes, parqueter des appartements, est poussée à un haut degré de perfection, notamment par les ouvriers italiens. On reconnaît ces faux marbres à ce qu'étant moins bons conducteurs du calorique, ils ne communiquent pas à la main ce froid que l'on ressent au contact du marbre naturel, et parce qu'ils sont bien moins durs.

Le stuc a été inventé par Mathieu Dammy, fils d'un marbrier de Gênes, né dans le courant du dix-septième siècle. C'est à Paris qu'il a fait connaître, pour la première fois, la composition de cette substance (1).

On a trouvé, de 1839 à 1841, les moyens de durcir considérablement le plâtre. M. Keène, de Londres, et, après lui, MM. Savoie et Greenwood, de Paris, font tremper le plâtre déjà cuit dans un bain saturé d'alun, pendant 6 heures, puis, après la dessiccation de ce plâtre aluné, ils le chauffent jusqu'au rouge brun. La quantité d'alun absorbée s'élève de 2 à 2 1/2 p. %. — M. Sorel gâche le plâtre avec une solution de sulfate de zinc neutre à 8 ou 10° de l'aréomètre. — M. Kuhlmann le gâche avec une dissolution de silicate de potasse.

Le plâtre qui a subi ces additions devient, après le moulage, excessivement dur ; il adhère avec une grande énergie au bois et à la pierre, et, par conséquent, il est plus propre que le plâtre ordinaire pour les scellements, les jointements, les moulures et décorations exposées à l'air, pour le badigeon des édifices qu'il protége très-efficacement. Mêlé avec une quantité égale de sable, le plâtre durci par l'alun, donne des produits d'une grande ténacité ; c'est à cet état qu'on l'emploie presque exclusivement en Angleterre, où, depuis 1839, on a commencé à en faire usage. La Société d'encouragement s'est assurée, en 1841, de tous les avantages du plâtre aluné, et a reconnu qu'il convient parfaitement pour faire des enduits qui résistent à l'action de l'air et de l'eau dans les constructions exposées aux alternatives de séche-

(1) Chez les anciens, les couleurs employées dans la peinture à fresque étaient appliquées humides à la surface d'une espèce de stuc formé de marbre pulvérisé et lié par la chaux. C'est ce que Vitruve appelle *opus albarium* ou *coronarium*.

resse et d'humidité; pour mouler des objets d'art, statues, bustes, bas-reliefs, etc., qui ont l'aspect du marbre; pour faire des stucs d'une très-grande beauté, et qui sont plus durs, plus homogènes, et plus faciles à polir que les stucs préparés avec le plâtre ordinaire. Un des grands avantages du plâtre aluné, c'est qu'il exige de 1 à 2 heures pour faire prise, en sorte qu'on peut, pendant ce temps, le remanier sans inconvénient, et qu'il n'y a aucun déchet. — Le plâtre durci par le sulfate de zinc a cet autre avantage sur le plâtre commun, pour le scellement des pièces en fer dans les maçonneries, de préserver le métal de l'oxydation.

M. Dumesnil, dont je vous ai parlé précédemment, fabrique depuis plusieurs années une pierre artificielle très-dure qui peut remplacer, avec un avantage marqué, les meilleures pierres de taille pour les constructions, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur des bâtiments. Il opère de la manière suivante : il délaie dans 500 litres d'eau 7 kilogr. d'alun, 6 kilogr. de chaux éteinte, 1 kilogr. d'ocre jaune ; il ajoute à ce mélange 1 kilogr. de colle forte dissoute dans 3 litres d'eau chaude, et y gâche ensuite 900 litres de plâtre; aussitôt après, il y incorpore 450 litres de sable fin de rivière, exempt d'argile, et il coule le tout dans des moules. 12 à 18 heures après, la matière ayant fait prise, on la retire des moules et on la laisse sécher à l'air; elle acquiert une très-grande dureté. — Lorsqu'on veut mettre ces pierres de taille factices complétement à l'abri des eaux pluviales, on en recouvre la surface de deux ou trois couches successives d'une dissolution de silicate de potasse marquant 25° à l'aréomètre de Baumé. Il se forme ainsi à la surface une enveloppe de silicate de chaux, qui est, pour ainsi dire, inattaquable par les agents atmosphériques.

Un employé de l'imprimerie impériale de Vienne a récemment constaté que le plâtre prend un retrait uniforme lorsqu'on le lave, à plusieurs reprises, avec de l'alcool ; cette observation l'a conduit à un procédé nouveau pour la réduction de médaillons et de bas-reliefs en général. — La première copie en plâtre étant obtenue, on la lave assez souvent à l'alcool pour que ses dimensions soient sensiblement réduites. Sur ce plâtre ainsi diminué, on prend un cliché en métal fusible, dont on fait ensuite la reproduction en plâtre neuf; cette nouvelle médaille est lavée à l'alcool pour en réduire encore les dimensions. De cliché en cliché, alternativement en plâtre et en métal, de réduction en réduction, on arrive à diminuer dans le rapport de 3 à 1, et même plus, les dimensions primitives du bas-relief original, en conservant toute la finesse et la netteté des détails.

On fait encore un grand usage du plâtre en agriculture, pour amender les terres destinées à être converties en prairies artificielles. Cette application, qui ne date que du siècle dernier, est

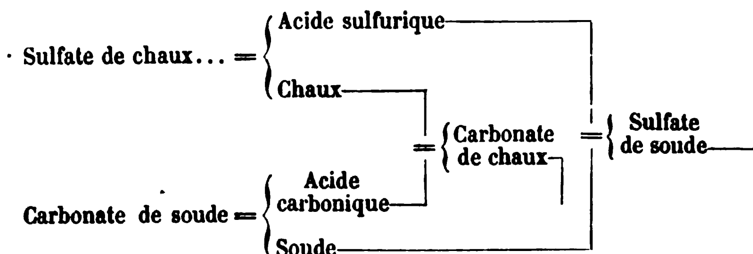
une des plus précieuses conquêtes de l'agriculture moderne ; elle s'est propagée rapidement en Europe, et elle a été introduite en Amérique par le célèbre Franklin. Voulant démontrer à ses compatriotes les bons effets du plâtre dans ce cas, l'illustre physicien écrivit en gros caractères, au moyen de poussière de plâtre : *Ceci a été plâtré*, sur un champ de luzerne placé près d'une grande route aux environs de Washington. Dans tous les endroits qui avaient été recouverts de cette poudre, une magnifique végétation se développa, en sorte qu'à la surface de la prairie, on pouvait lire distinctement encore les caractères tracés par la main du philosophe américain. Une démonstration si évidente valait les meilleurs écrits ; elle porta ses fruits, et depuis cette époque les Américains s'approvisionnent à Paris d'une énorme quantité de cette précieuse substance.

Le sulfate de chaux, malgré son peu de solubilité, se trouve en dissolution dans la plupart des eaux qui coulent à la surface de la terre ; les eaux de sources, et surtout les eaux de puits des terrains calcaires, en sont pour ainsi dire saturées. Ces sortes d'eaux sont vulgairement appelées *dures* ou *crues*, parce qu'elles sont de difficile digestion, qu'elles ne peuvent cuire les légumes ni dissoudre le savon, et qu'elles laissent une croûte épaisse sur les parois des vases dans lesquels on les évapore.

Outre ces caractères, qui suffisent dans la plupart des cas pour les faire reconnaître, les eaux *séléniteuses* agissent d'une manière particulière sur certains réactifs qui, par là, servent à les distinguer. Ainsi, elles donnent avec l'*azotate de baryte* un précipité blanc pulvérulent, insoluble dans les acides, et avec l'*oxalate d'ammoniaque*, un précipité tout à fait semblable. Le premier réactif précipite l'acide sulfurique, le second isole la chaux.

Les eaux séléniteuses ne peuvent servir aux travaux des ateliers de blanchiment et de teinture, à cause de leur action sur le savon et la plupart des matières colorantes ; elles ne peuvent non plus être utilisées dans les cuisines, puisqu'en cédant aux végétaux qu'on y cuit leur sulfate de chaux, celui-ci durcit considérablement le tissu végétal en s'y combinant.

Il est possible cependant de les rendre propres à tous les besoins domestiques, et d'en isoler le sulfate de chaux, en y ajoutant, quelque temps avant d'en faire usage, une suffisante quantité de carbonate de soude. Par la réaction de ce sel sur le premier, il se fait du carbonate de chaux, qui se dépose, et du sulfate de soude, qui reste en dissolution dans l'eau, comme on le voit par la légende suivante :






$$CaO,SO^3 + NaO,CO^2 = CaO,CO^2 + NaO,SO^3$$

Le sulfate de soude, qui reste en dissolution dans l'eau, ne lui communique aucune mauvaise propriété. 322 grammes de cristaux de soude, ou 120 grammes de sel de soude sec, suffisent pour purifier un hectolitre d'eau aussi séléniteuse que possible. Après l'addition du sel de soude, on laisse reposer l'eau, et, quand elle est bien éclaircie, on la décante pour s'en servir. La purification d'un hectolitre d'eau, par ce moyen si simple, ne revient pas à 15 centimes !

Les eaux calcaires ont le grave inconvénient, lorsqu'elles servent à alimenter une chaudière à vapeur, de former un dépôt de carbonate et de sulfate de chaux, qui s'attachent aux parois du vase, et forment des incrustations plus ou moins épaisses, qu'on appelle *calcin* dans les ateliers. Ces incrustations ont presque toujours la même composition. Voici l'analyse de fragments de calcin retirés de chaudières à vapeur :

| | CALCIN analysé par moi. | CALCIN analysé par M. Penot. |
|---|---|---|
| Sulfate de chaux ............. | 73,99 | 46,20 |
| Carbonate de chaux ........... | 4,58 | 52,56 |
| — de magnésie ........ | 7,62 | » |
| Chlorure de sodium ........... | 3,04 | » |
| Silice, alumine, oxyde de fer... | 10,77 | 1,24 |
| | 100,00 | 100,00 |

Ces croûtes calcaires, qui s'attachent aux parois intérieures des chaudières, présentent des inconvénients de plus d'une espèce. Empêchant le contact immédiat du liquide avec le métal, elles retardent la transmission de la chaleur; elles portent obstacle à une bonne utilisation de la chaleur du foyer; il faut donc consommer plus de combustible pour porter l'eau à l'ébullition et l'y entretenir ; de plus, ces croûtes donnent lieu fréquemment à l'altération des chaudières dans les parties les plus rapprochées du foyer, et dont la température peut s'élever au point de permettre la combustion du métal, ou du moins la dislocation des joints de la tôle. Elles produisent encore parfois un autre effet non moins grave,

et celui-là est de nature à éveiller toute l'attention des maîtres et des ouvriers, c'est le danger de l'explosion. — Lorsque, par quelque temps de travail, des croûtes assez épaisses se sont formées au fond des chaudières, et que, par suite de la rupture de ces croûtes, déterminée par la grande dilatation du métal auquel elles étaient adhérentes, le liquide est tout à coup mis en contact avec des parties de métal chauffées à une température excessive, il se forme subitement une masse de vapeur telle, qu'elle agit sur la chaudière comme le ferait un violent coup de marteau, et peut en déterminer l'explosion malgré l'adjonction d'appareils de sûreté.

Pour remédier à ces inconvénients, on est obligé, dans les fabriques, d'enlever les dépôts calcaires tous les quinze à vingt jours; mais, comme ils adhèrent d'autant plus à la chaudière, qu'il y a plus de temps qu'ils sont en contact avec le métal, on est obligé de recourir au battage avec des instruments aciérés, qui ne sont pas sans attaquer le métal. Ce battage, d'ailleurs, prend beaucoup de temps, de là un chômage dans le travail, et nécessairement une perte d'argent plus ou moins considérable.

Quelquefois aussi, mais plus rarement, on attaque les incrustations calcaires au moyen de l'acide chlorhydrique qui dissout, s'il est employé en quantité suffisante, tout le carbonate, et désagrége, dans tous les cas, la croûte adhérente aux parois des chaudières. Je n'insiste pas sur ce moyen de nettoyage, car il est bien plus simple et plus rationnel de s'opposer à la formation des dépôts qui incrustent et transforment, pour ainsi dire, les chaudières en carrières de pierres calcaires. On a trouvé fort souvent des incrustations de 10 à 13 centimètres d'épaisseur! Elles se présentent aussi parfois dans les tuyaux d'alimentation, dans les condenseurs et jusque dans les cylindres des machines à vapeur.

Lorsqu'on examine le calcin, on voit qu'il est composé de cristaux bien apparents. M. Kuhlmann considère la cristallisation des sels calcaires comme la cause essentielle de la solidification des croûtes des chaudières, et il affirme que si l'eau des générateurs pouvait être maintenue continuellement dans un état de grande agitation, l'on s'opposerait à la cristallisation du carbonate et du sulfate de chaux, et, par conséquent, à la formation de tout dépôt dur et adhérent. Ce qui vient confirmer cette opinion, c'est qu'il a observé que les générateurs qui travaillent jour et nuit ne s'incrustent pas si facilement, proportionnellement à la quantité d'eau vaporisée, que ceux qui chôment la nuit.

Depuis longtemps on a proposé bien des moyens d'empêcher cette incrustation des chaudières. On a employé successivement, avec plus ou moins de succès, à la dose d'un kilogramme par force de cheval, les pommes de terre, les radicules d'orge provenant de la préparation du malt chez les brasseurs, et autres substances amylacées; un mélange de plombagine et de graisse avec lequel on frotte les parois intérieures des chaudières; l'argile délayée, conseillée, dès 1824, par Pelouze père; le verre pilé ou en fragments; des rognures de fer-blanc, de tôle ou de zinc, qui, par leur mouvement continuel au sein de l'eau, opèrent le recurage des parois et s'opposent à toute incrustation. En 1839, MM. Néron et Kurtz ont indiqué la décoction concentrée de tan ou de bois de campêche, ou la poudre et les copeaux de ce bois tinctorial, ou même l'extrait résineux de campêche, que le commerce fournit à très-bas prix.

Ils ont reconnu que la décoction à 10 ou 20° de concentration, employée à la dose de 1 litre par 1,000 litres d'eau, ou la poudre à la dose de 1 kilogramme par force de cheval, s'opposent complétement à toute incrustation. Avec ces proportions, les chaudières peuvent marcher pendant six semaines à deux mois; lorsqu'on les ouvre, l'eau, en s'écoulant, entraîne avec elle un dépôt boueux, et les parois des chaudières sont parfaitement nettes.

Roard a proposé, dans le même but, la poudre d'acajou. — L'habile mécanicien Cavé, de Paris, se sert de bûches de chêne vert ou récemment coupé dans la proportion de 2 ou 3 kilog. par force de cheval ; on suspend ces bûches de manière qu'elles ne touchent pas aux parois métalliques chauffées directement; on les remplace à peu près tous les mois. — Un de mes anciens élèves, M. Saillard, a fait adopter, depuis 1845, par les paquebots à vapeur, l'emploi d'une décoction de cachou dans une eau chargée de carbonates de potasse et de soude. On met 250 gr. de cette décoction fortement colorée par force de cheval et pour six semaines de travail, dans les générateurs alimentés par l'eau douce; pour ceux alimentés par l'eau de mer, on introduit toutes les quatre heures 3 kilogr. de cette composition par force de 100 chevaux, et on ne fait que trois saignées en 24 heures.

L'efficacité des matières colorantes, dans tous ces cas, n'est pas douteuse. Les parcelles calcaires, les sels peu solubles, en passant de l'état de dissolution à l'état solide, se trouvent enveloppés de matière colorante, qui a pour ces sels une certaine affinité. Cette enveloppe les empêche de se joindre et d'adhérer entre elles ainsi qu'au fer de la chaudière. Cette espèce d'habit de la molécule saline est un préservatif contre l'affinité d'agrégation.

MM. Guinon et Guimet, de Lyon, ont recours au sucre pour obtenir les mêmes résultats. Le premier met, tous les deux mois, 5 kilog. de cassonade ou de mélasse dans une chaudière qui vaporise 15 à 18 hectolitres d'eau par jour. Le second emploie 3 kil. de sirop de fécule, par mois, pour une machine de 8 chevaux, marchant 14 heures par jour.

Les ingénieurs hollandais ont constaté que le sel ammoniac détache et dissout les dépôts calcaires antérieurement formés dans les chaudières, et s'oppose ensuite à leur formation. Il suffit d'introduire dans une chaudière de locomotive, une ou deux fois par semaine, 60 gram. de ce sel pour la maintenir exempte de toute incrustation. M. Saillard a trouvé que le chlorure de plomb possède la même propriété.

Enfin, M. Kuhlmann fait usage, pour arriver au même but, de carbonate de soude, qui détermine la précipitation du carbonate de chaux et la décomposition du sulfate de chaux, en particules très-ténues. Le carbonate de chaux tel qu'on l'extrait des chaudières, après un mois ou six semaines de travail, est à l'état d'une division extrême; aucune adhérence ne se remarque, celle des anciennes croûtes des chaudières est même détruite. Avec une eau très-calcaire, il ne faut que 100 à 150 gram. de sel de soude à 80° alcalimétriques, par force de cheval et par mois de travail. Cette quantité si minime suffit, parce que le carbonate de soude, en ramenant le bicarbonate de chaux à l'état de carbonate neutre insoluble, se change d'abord en sesquicarbonate, puis en bicarbonate de soude ; ce dernier, en laissant dégager, par l'ébullition, le quart

de son acide, repasse à l'état de sesquicarbonate qui peut, comme le carbonate neutre, recommencer son action sur le bicarbonate de chaux que l'eau d'alimentation amène dans la chaudière. De sorte qu'une très-petite portion de sel de soude peut servir à rendre insoluble une énorme quantité de bicarbonate de chaux. Si l'eau contient, en outre, du sulfate de chaux, il faut alors augmenter la proportion du sel de soude, dans un rapport qui doit varier avec celle du sel séléniteux tenu en dissolution.

Lorsque l'eau est aussi chargée de sulfate de chaux que l'eau des puits de Paris, il faut renoncer à l'usage du sel de soude, parce qu'il en faudrait mettre jusqu'à 120 gr. par chaque hectolitre d'eau introduite dans les chaudières. Le mieux, dans ce cas, c'est de recevoir l'eau séléniteuse dans de vastes réservoirs et d'y ajouter assez de chlorure de baryum pour précipiter tout l'acide sulfurique à l'état de sulfate de baryte. Comme ce sel est très-lourd, l'eau ne tarde pas à s'éclaircir; c'est alors qu'on peut l'employer à l'alimentation des générateurs. — Grâce à M. Kuhlmann, le chlorure de baryum est livré maintenant à un prix assez bas pour qu'il y ait possibilité de l'appliquer à la purification des eaux.

L'emploi du sel de soude est à peu près général dans les usines de nos départements du Nord. M. Fresenius a reproduit le même moyen, en 1854, mais en substituant une lessive de soude caustique au sel de soude. Dans bien des usines de la Normandie, on emploie avec succès 1 kilogr. de lessive caustique à 25° par force de cheval et par mois, pour des eaux qui ne contiennent que peu de sulfate. Cela suffit pour prévenir les incrustations, mais ne fait pas disparaître les anciennes. Dans ce dernier cas, il faut recourir au sel ammoniac ou au chlorure de plomb. — Chez MM. Malétra, fabricants de produits chimiques au Petit-Quevilly, près Rouen, il y a déjà longtemps, 12 ans au moins, qu'on utilise avec succès la soude caustique. Tous les mois on vide les bouilleurs; il ne s'y trouve qu'une boue demi-fluide qui disparaît par un simple courant d'eau, et au moyen d'une brosse circulaire, on nettoie la surface intérieure. — Le prix du kilogr. de lessive à 25° est de 50 centimes.

Le charbon, dont je vous ai signalé les heureux effets pour la désinfection et la dépuration des eaux, n'agit pas seulement en leur enlevant les matières organiques odorantes; il possède encore la non moins précieuse qualité de les dépouiller de la plus grande partie des matières salines qu'elles tiennent en dissolution, et notamment des sels calcaires. Mais, c'est uniquement le *noir animal* qui jouit de cette propriété, découverte, en 1822, par M. Payen. Je vais la mettre en évidence, en agitant de l'eau saturée de chaux avec une petite quantité de noir animal en poudre. Au bout de 15 à 20 minutes, on filtrera le liquide, et vous verrez qu'il aura perdu la faculté de verdir le sirop de violettes, de précipiter en blanc par l'acide oxalique, caractères qu'il manifestait à un très-haut degré avant d'être mis en contact avec le charbon.

D'après cela, vous devez déjà l'entrevoir, il y aura un grand avantage à remplacer le charbon de bois par le noir animal pour la dépuration des eaux, et spécialement pour celles qui seraient altérées tout à la fois et par des matières organiques en fermentation et par des sels calcaires en dissolution. Je vais vous faire connaître une circonstance qui peut se

représenter à chaque instant, et dans laquelle j'ai tiré un parti bien avantageux de la double propriété dont je viens de parler.

Tout le monde sait que, pour s'opposer aux filtrations d'eau, on pave ou on dalle le sol des citernes à mortier de chaux et ciment, et qu'on élève les murs de ces réservoirs avec des pierres calcaires ou des silex réunis par la chaux et le ciment, ou revêtus d'un enduit de chaux hydraulique. Or, dans les premiers temps qui suivent l'achèvement des travaux, l'eau qui séjourne dans les citernes se sature de chaux qu'elle enlève aux parois, et elle est alors peu propre aux besoins domestiques.

En 1835, chez un de mes amis, feu Arsène Maille, à la Vaupalière, près Rouen, on avait reconstruit à neuf la citerne du château du Parquet, et ses murs avaient été cimentés avec beaucoup de soin. Lorsque, quelques mois après, on voulut faire usage de l'eau qu'elle contenait, on lui trouva une saveur âcre si prononcée, qu'il fut impossible de l'employer au service de la cuisine. Cette mauvaise qualité de l'eau provenait de la chaux qu'elle avait enlevée au ciment nouveau. On vida la citerne à plusieurs reprises, dans l'espoir que la quantité de chaux en excès, à l'état caustique dans le ciment, serait bientôt épuisée ; mais il en fut autrement : l'eau conserva, pendant plus de six mois, sa saveur âcre et urineuse, ainsi que sa causticité. Ne sachant plus comment remédier économiquement à un si grave inconvénient qui privait toute sa maison d'eau potable, Arsène Maille vint me raconter son embarras et réclamer mes conseils. Je lui parlai aussitôt de la faculté d'absorption de la chaux que possède le charbon animal ; je lui en fis la démonstration ainsi que je viens de vous la donner, et je l'engageai à jeter dans sa citerne une douzaine de kilogrammes de noir animal pulvérisé. C'est ce qu'il fit avec le plus grand succès, puisque quelques jours après l'emploi du noir, l'eau de la citerne ne renfermait plus de chaux en solution. Depuis cette époque, la citerne a toujours fourni de très-bonne eau.

Des expériences subséquentes m'ont appris que les meilleures proportions de noir animal à introduire dans une citerne récemment construite ou cimentée à neuf, sont de 10 à 12 kilogrammes par muid ou 4 kilogrammes environ par hectolitre.

En 1844, un propriétaire des environs de Rouen, M. Delaistre, à Pissy-Poville, avait une citerne de 200 hectolitres environ, dont l'eau était détestable ; d'après mon conseil, il y jeta 10 kil. de noir animal, qui lui sont revenus à 5 fr. Depuis ce moment, les eaux sont parfaitement salubres. — La mare de la ferme du même propriétaire étant encombrée de vase et de feuilles mortes, ne contenait plus, vers la fin de l'automne, qu'une eau infecte et très-sapide, impropre au besoin des hommes et des animaux. Plusieurs kilogr. de noir animal jetés dans cette mare, d'après mes indications, ont rendu l'eau complétement potable en moins de quelques jours.

Vous voyez, par ces faits, que les propriétaires et les agriculteurs, moyennant une très-faible dépense, et sans nul embarras, sont désormais assurés de pouvoir entretenir, pour ainsi dire indéfiniment, dans un état de pureté parfaite, l'eau de leurs réservoirs souterrains.

J'ajouterai qu'en 1846, j'ai renouvelé cette application du charbon sur une grande échelle, en rendant potable et propre à la fabrication du pain l'eau du puits principal de la manutention militaire de Rouen.

Le succès obtenu dans cette circonstance a paru assez important au ministre de la Guerre pour qu'il fît transmettre le procès-verbal de cette expérience à tous les commandants de places fortes en France. Il est aisé de comprendre, en effet, combien quelquefois, en temps de guerre surtout, une pareille propriété, dans un corps si facile à se procurer, peut devenir précieuse (1).

Ainsi que je m'en suis assuré par de nombreuses expériences, faites en 1839 et 1840, tous les genres de sels, toutes les solutions minérales, à peu d'exceptions près, sont attaqués par le noir animal qui absorbe complétement les matières inorganiques, à froid, et sans qu'il soit nécessaire de faire intervenir la température de l'ébullition, pouvu, toutefois, qu'on emploiedesquantités convenables de noir et qu'on prolonge suffisamment la durée du contact. Si l'on agite les liquides avec 1/12 seulement de leur poids de noir en grains, l'action absorbante n'est effectuée qu'au bout de 15 à 20 jours; elle est terminée en moins de 8 jours, si l'on emploie 1/5 ou 1/4 de noir pour les liquides non saturés. Si l'on opère à la température de l'ébullition, la réaction est complète au bout de quelques heures. Voici des sels de plomb, de la teinture d'iode qui ont été traités par le noir depuis quelque temps; nous allons facilement reconnaître qu'il n'y a plus de plomb, plus d'iode dans les liqueurs !

Une autre propriété non moins importante que les précédentes, c'est que tous les principes amers ou âcres que l'eau tient en dissolution sont également enlevés par le noir animal purifié, pourvu qu'on emploie 30 pour 1 de matière, et qu'on agisse à la température de l'ébullition. On peut ainsi faire disparaître immédiatement l'amertume des décoctionsde quinquina, de gentiane, de coloquinte, l'astringence de la décoction de noix de galle, d'écorce de chêne, de cachou, la saveur si forte du sulfate de quinine. A froid, le charbon n'enlève que certains principes amers de leurs dissolutions, et n'a d'action sur d'autres qu'à une température de 100°; ainsi le goût amer de la bière disparaît rapidement lorsqu'on la filtre à travers le charbon, tandis que les extraits de quinquina, d'opium, de noix vomique, de buis, ne subissent aucun changement dans leur degré d'amertume. On peut donc se servir de cette différence d'action du charbon purifié pour découvrir si l'on a ajouté à la bière une de ces substances, comme cela arrive quelquefois, dit-on, en Angleterre.

Vous ne serez pas surpris d'apprendre, d'après ce qui précède, que le charbon animal purifié, ait été proposé, dans ces derniers temps, comme un antidote certain de l'arsenic, du cuivre et de tous les poisons végétaux.

Il est probable que les corps absorbés par le charbon contractent avec lui une sorte d'adhérence, et se fixent à sa surface comme les mordants et les couleurs à la surface des tissus. Dans tous les cas, les matières organiques ne subissent aucune altération.

Voilà, certes, d'éminentes et curieuses propriétés dans le charbon ani-

---

(1) Voir pour plus de détails ma notice intitulée : *Sur une nouvelle application du charbon animal* (dans mes *Mélanges d'agriculture, d'économie et de sciences physiques appliquées*, t. II, p. 313. Paris, Victor Masson).

mal. Le charbon végétal ne les partage pas, ni à chaud ni à froid ; il n'enlève que des traces des matières salines dissoutes dans les liquides, alors même que la durée du contact est prolongée pendant des mois entiers.

---

# VINGT-QUATRIÈME LEÇON.

## MÉTAUX DE LA DEUXIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Du MANGANÈSE et de ses oxydes. — Du *caméléon minéral*. — Nombreux usages du peroxyde de manganèse. — Ses variétés. — Essais des manganèses du commerce. — Du ZINC. — De ses nombreuses applications à l'état métallique et à celui de sulfate. — *Galvanisation* ou *zincage* du fer. — Du *blanc de zinc*. — Sa fabrication. — Son emploi dans la peinture. — *Chlorure de zinc*. — Peinture et mastic de M. Sorel. — *Vert de Rinmann*.

Parmi les métaux de la deuxième section, la plus nombreuse en espèces, le manganèse et le zinc sont les seuls qui méritent de fixer votre attention. Les autres sont ou encore imparfaitement connus ou sans applications directes à l'industrie.

### Du Manganèse.

Vous avez déjà quelques notions sur le composé le plus important de cette famille, le *peroxyde de manganèse*, dont nous nous sommes servis, vous ne devez pas l'avoir oublié, pour obtenir le gaz oxygène et le chlore.

Les anciens connaissaient ce composé, qui existe assez abondamment dans la nature, et ils en faisaient usage dans la fabrication des verres colorés. Ils le confondaient toutefois avec l'aimant ou oxyde noir de fer. C'est de *magnes* (aimant) que vient sans doute le nom de *manganèse* ou de *magnésie noire*. Pott démontra le premier, en 1740, que cette magnésie noire n'était point un minerai de fer, et Kaim, en 1770, y signala la présence d'un nouveau métal, que Schèele reconnut en 1774, et qui fut extrait à l'état de pureté par le chimiste suédois Gahn, quelques années après.

Le manganèse métallique, qui n'est qu'un objet de curiosité et qu'il est très-difficile de conserver avec son éclat, à moins de le maintenir au sein de l'huile de naphte, en raison de la promptitude avec laquelle il absorbe l'oxygène de l'air, a tous les carac-

tères extérieurs de la fonte blanche. On ne peut l'obtenir qu'en chauffant au feu de forge, dans un creuset *brasqué* (1), l'oxyde de manganèse provenant de la calcination du carbonate, mélangé avec 1/10 de son poids de noir de fumée et 1/10 de borax fondu. Comme le bouton métallique retient beaucoup de carbone, on le fond de nouveau avec un peu de carbonate de manganèse, dans un petit creuset de porcelaine qu'on ferme bien et qu'on enfouit dans un plus grand creuset de terre rempli de charbon et luté, ainsi que le montre la figure 264.

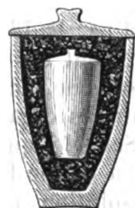
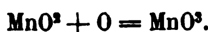


*Fig.* 261.

Le seul composé oxygéné du manganèse que nous ayons à examiner ici en particulier, c'est le bi-oxyde ou peroxyde, $MnO^2$, qui sert à obtenir tous les autres, et que les naturalistes désignent sous le nom de *pyrolusite.*

C'est, en effet, en le traitant par l'acide chlorhydrique ou l'acide sulfurique qu'on prépare les sels à base de protoxyde, le *protochlorure* et le *sulfate.* Ce sont ces derniers que les teinturiers et les indienneurs emploient pour produire sur toiles ces couleurs foncées qu'on désigne sous les noms de *bistres,* de *solitaires,* et qui sont dues, comme nous le verrons plus tard, à la conversion du protoxyde de manganèse, qui est blanc, en bi-oxyde très-divisé, qui est d'un brun marron.

C'est encore avec le même peroxyde qu'on crée les acides *manganique* $MnO^3$ et *permanganique* $Mn^2O^7$, dont les sels alcalins sont colorés, les premiers en vert, les seconds en rouge. Il suffit de chauffer fortement pendant trois quarts d'heure dans un creuset, au contact de l'air, parties égales de peroxyde de manganèse finement pulvérisé et de potasse caustique, pour obtenir une masse verdâtre consistant en *manganate de potasse.* Ce dernier composé prend naissance, parce que, sous l'influence de l'alcali, le peroxyde a absorbé de l'oxygène atmosphérique et s'est changé en acide *manganique :*



$$MnO^2 + O = MnO^3.$$

En traitant la matière calcinée par l'eau froide, et filtrant la liqueur sur de l'amiante, puis la faisant évaporer dans le vide de la machine pneumatique au-dessus d'une capsule pleine d'acide

(1) Un creuset *brasqué* n'est autre chose qu'un creuset ordinaire en terre, dont l'intérieur a été rempli d'une pâte de charbon de bois pulvérisé, qu'on a fortement tassée et au centre de laquelle on a pratiqué, après coup, une petite cavité conique dont on a poli avec soin les surfaces. Ce creuset, avant de servir, est soumis à une dessiccation très-lente, afin d'éviter qu'il ne se forme des fissures dans la *brasque.* C'est dans la cavité centrale qu'on place les oxydes ou les mélanges salins dont on veut extraire les métaux.

sulfurique, on arrive à avoir le manganate de potasse en cristaux d'un beau vert émeraude.

La dissolution de ce sel, qui est d'un vert foncé, abandonnée à l'air, se trouble peu à peu, prend une teinte bleue, puis violette et enfin rouge; elle finit même par se décolorer entièrement. On accélère ces changements de coloration en y ajoutant des acides saturés d'oxygène (sulfurique, azotique, etc.), ou de l'eau chaude ou froide. On peut ramener la liqueur devenue rouge au vert par l'addition de potasse caustique ; enfin, on décolore subitement ces diverses liqueurs en y ajoutant des corps avides d'oxygène, acide sulfureux, acide chlorhydrique, sucre et autres matières organiques.

Schèele, qui, le premier, a préparé le manganate de potasse, lui a donné le nom de *caméléon minéral*, pour rappeler que sa dissolution prend spontanément à l'air des nuances variées, comme l'animal désigné sous ce nom par les naturalistes. Il est facile d'expliquer ces phénomènes.

L'acide manganique est très-peu stable. Il tend sans cesse à se transformer en bi-oxyde de manganèse et en acide permanganique. En effet, quand on dissout le *manganate neutre* dans l'eau pure, il se précipite du peroxyde hydraté, et il se produit du permanganate de potasse qui est rouge :



$$3(KO,MnO^3) + nAq = MnO^2,nAq + KO,Mn^2O^7 + 2KO.$$

Lorsque le manganate alcalin, ou *caméléon vert*, est chauffé ou abandonné au contact de l'air, l'acide carbonique atmosphérique saturant peu à peu l'excès d'alcali, le manganate devenu neutre est alors décomposé par l'eau en peroxyde et en permanganate; par conséquent, la dissolution passe du vert au rouge en offrant toutes les teintes intermédiaires. Les autres acides saturés d'oxygène donnent lieu aux mêmes effets en agissant comme l'acide carbonique, tandis que les acides non saturés d'oxygène et les corps désoxygénants font disparaître toutes les nuances en ramenant les acides du manganèse à l'état de sels de protoxyde qui sont incolores.

Quand on veut créer, non du manganate de potasse, mais du permanganate ou *caméléon rouge*, on mêle 4 parties de peroxyde de manganèse avec 3 parties 1/2 de chlorate de potasse, on arrose le tout avec 5 parties de potasse caustique en dissolution aussi concentrée que possible, on dessèche cette pâte dans une capsule de porcelaine, puis on la chauffe au rouge sombre dans un creuset de terre pendant une heure environ. On retire du creuset la masse calcinée et on la fait bouillir avec de l'eau dans une capsule. On filtre à travers de l'amiante, et on concentre la liqueur

à une faible chaleur. Par le refroidissement, elle laisse déposer des cristaux volumineux d'un beau rouge : c'est le permanganate. Il est facile de voir que, dans cette opération, c'est l'oxygène, abandonné en grande quantité par le chlorate de potasse, qui convertit le peroxyde de manganèse en acide permanganique.

Ce dernier, plus stable que l'acide manganique, puisqu'on peut l'obtenir à l'état d'isolement de ses composés salins, ne peut cependant être en contact avec des corps avides d'oxygène sans leur céder une partie de celui qu'il contient et sans revenir à l'état de bi-oxyde ou même de protoxyde de manganèse. Ainsi, il blanchit instantanément les différentes substances organiques colorées ; le papier le détruit si vite qu'on ne pourrait filtrer sa dissolution. Je verse un peu de sirop de sucre dans une dissolution de caméléon rouge, et aussitôt elle devient verte ; puis bientôt celle-ci passe au brun et laisse déposer du peroxyde de manganèse. Si je chauffe légèrement du permanganate de potasse solide, après y avoir mélangé du soufre, du phosphore, de l'arsenic ou du lycopode, le tout s'enflamme et produit un feu d'artifice.

Ce permanganate de potasse est un réactif précieux pour les chimistes, par suite du changement de couleur qu'il éprouve en présence des corps non saturés d'oxygène. Ainsi, quand un acide chlorhydrique du commerce renferme de l'acide sulfureux, quand un acide azotique ou sulfurique contient des composés nitreux, quelques gouttes de permanganate de potasse l'indiquent par la décoloration qu'elles éprouvent instantanément, ce qui n'arrive pas avec les acides purs. Nous verrons ultérieurement d'autres cas d'analyse, dans lesquels le sel, dont il est ici question, joue un rôle important. J'ajouterai que c'est avec lui qu'on donne une teinte rose à l'*eau de javelle* des blanchisseuses.

Le peroxyde de manganèse, auquel nous devons revenir plus spécialement, a encore dans les arts d'autres applications que celles qui ont été mentionnées jusqu'ici. Dans les verreries, on l'emploie à blanchir la pâte du verre, qui est noircie par des matières charbonneuses ; on en projette dans les creusets une petite quantité. C'est ce qui lui a fait donner le nom de *Savon des verriers*. Il agit, dans ce cas, par la portion d'oxygène qu'il abandonne et qui brûle les matières organiques ; il passe alors à l'état de protoxyde, dépourvu de la propriété de colorer. Mais si l'on mettait dans la pâte du verre plus de bi-oxyde qu'il n'en faut pour produire l'effet indiqué, le verre resterait coloré en rose ou en violet. Un centième de ce peroxyde suffit, en effet, pour donner à toutes les matières vitreuses une teinte violette très-belle et très-foncée ; aussi l'emploie-t-on à la coloration des verres, des pierres précieuses factices et des émaux.

On se sert fréquemment du même oxyde pour colorer en brun quelques couvertes de poteries communes, et pour la gravure sur les poteries blanches, dites *anglaises*. Dans ce cas, on le prépare exprès en calcinant à une douce chaleur, un mélange de carbonate de manganèse, d'oxyde brun de cuivre et d'oxyde de cobalt. On obtient ainsi une poudre d'un noir velouté très-beau, qui résiste assez bien à la chaleur.

Il n'est pas indifférent, au point de vue économique, d'employer indistinctement toutes les variétés de peroxyde de manganèse qu'on rencontre dans la nature et que le commerce nous offre. Pour les verriers, toutes celles qui contiennent du peroxyde de fer ne conviennent pas, attendu que celui-ci communique une teinte plus ou moins foncée au verre. Mais pour les chimistes et les industriels, qui préparent le chlore et les chlorures décolorants, les *manganèses métalloïdes* ou cristallisés, doivent être préférés aux manganèses *ternes* ou *hydratés*, parce que les premiers donnent trois fois autant d'oxygène que les seconds, et par suite trois fois autant de chlore avec l'acide chlorhydrique.

Tous les *manganèses* naturels, c'est ainsi que dans le commerce on nomme par abréviation le peroxyde de manganèse, peuvent être ramenés, en effet, à deux groupes bien tranchés.

Le premier comprend tous les oxydes d'un gris noirâtre et pourvus de l'éclat métallique; ils sont en gros prismes à huit pans

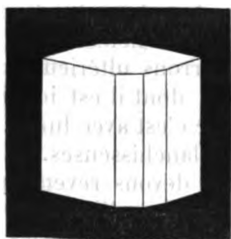


*Fig.* 265.

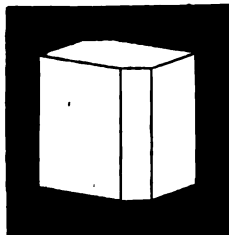


*Fig.* 266.

dérivant du prisme rhomboïdal (*fig.* 265 et 266), ou en aiguilles parallèles ou divergentes, plus rarement en petites masses compactes ou mamelonnées. Les morceaux se brisent facilement, tachent les doigts en noir et donnent une poussière noire. Ces manganèses sont assez purs, quand ils sont bien cristallisés. Les morceaux compactes renferment presque toujours du sesqui-oxyde de manganèse hydraté et souvent beaucoup d'oxyde de fer. En général, ces manganèses métalloïdes ne donnent que des traces d'eau par la calcination.

On ne les rencontre que dans les terrains primitifs, en rognons,

en filons, quelquefois même en couches. Ils ont pour gangue principale le sulfate de baryte. Les localités qui les offrent sont : le Harz, qui donne les échantillons les plus purs et les mieux cristallisés; la Saxe, la Bohême, le Piémont, l'Écosse, Crettnick près de Saarbruck, Chambourg près Toley (Moselle), etc.

Le deuxième groupe comprend tous les oxydes d'un noir brunâtre, d'un aspect terne ou terreux, en morceaux ou concrétions mamelonnées, durs et pesants, à cassure terne, friables et se réduisant en poussière brune. Ils donnent toujours de l'eau par la calcination. — Ces *manganèses ternes* sont bien moins purs que les précédents et ils offrent une composition assez variable ; ils renferment des quantités notables de sesqui-oxyde de manganèse hydraté, avec du peroxyde de fer, de l'argile, du carbonate de chaux et de la baryte. M. Berthier les considère comme un mélange de sesqui-oxyde hydraté ($Mn^2O^3$,HO) et d'un composé de peroxyde de manganèse avec la baryte.

C'est plus particulièrement dans les terrains de transition et secondaires qu'on les rencontre. On en trouve des gîtes très-considérables à Thiviers, près Périgueux (Dordogne), à Saint-Jean-de-Gardonenque dans les Cévennes, à la Romanèche près Mâcon, etc.

Il n'y a, en France, que sept à huit mines qui soient exploitées, dans les départements de l'Aude, de Saône-et-Loire, de la Haute-Saône, de la Vienne, des Hautes-Pyrénées. En 1847, elles ont fourni 68,040 quintaux métriques de minerai vendable, représentant une valeur de 160,286 francs. En 1852, elles n'ont plus donné que 21,799 quintaux. Les besoins de notre industrie ont exigé l'importation de plus de 2,000,000 de kilogr. de cette même substance en 1858 (1).

Le peroxyde de manganèse se rencontre aussi dans le règne organique. Les cendres des végétaux en présentent, en effet, des traces qu'ils ont puisées dans le sol qui les a nourris, et où il se trouve accompagnant le peroxyde de fer.

Puisque, comme nous venons de l'établir plus haut, les manganèses du commerce n'ont jamais le même degré de pureté, les industriels doivent connaître les moyens d'établir la richesse de ces minerois en peroxyde, le seul utile pour la fabrication du chlore.

(1) Voici la part de chaque pays étranger dans cette importation :

| | |
|---|---|
| Association allemande.... .... | 117,549 kil. |
| Pays-Bas..... ............... | 599,856 |
| Belgique..................... | 1,177,517 |
| Espagne............. ...... | 261,346 |
| États sardes........... ..... | 168,745 |
| TOTAL ........ | 2,315,013 kil. |

La quantité de peroxyde pur que représente un échantillon peut être déterminée d'après la quantité d'oxygène qu'il fournit par la calcination ou son traitement par l'acide sulfurique, et mieux encore d'après la quantité de chlore qu'il produit par la réaction de l'acide chlorhydrique. C'est ce qu'on voit par le tableau suivant.

## TABLEAU

### DE LA VALEUR RELATIVE DES DIFFÉRENTS MANGANÈSES DU COMMERCE.

| NOMS DES MINERAIS. | QUANTITÉ D'OXYGÈNE qu'ils perdent PAR LES ACIDES par kilogr. | QUANTITÉ DE CHLORE qu'ils fournissent par kilogr. EN POIDS. | EN VOLUMES. |
|---|---|---|---|
| 1 kilogramme de : | | | |
| Peroxyde de manganèse pur | gr. 0,180 | gr. 0,7964 | lit. centil. 251,23 |
| Crettnick, près Saarbruck | 0,170 | 0,7525 | 237,38 |
| Calveron (Aude), sans calcaire | 0,173 | 0,7658 | 241,57 |
| Timor, sans calcaire | 0,156 | 0,6905 | 217,82 |
| Timor, avec calcaire | 0,140 | 0,6197 | 195,48 |
| Calveron, avec calcaire. | 0,130 | 0,5754 | 181,51 |
| Périgueux (Dordogne). | 0,117 | 0,5179 | 163,37 |
| Romanèche (Saône-et-Loire) | 0,106 à 0,116 | 0,4692 à 0,5135 | 148,01 à 161,98 |
| Laveline (Vosges) | 0,105 | 0,4648 | 146,62 |
| Pesillo (Piémont) noir, sans calcaire | 0,100 | 0,4426 | 139,62 |
| Pesillo noir, avec calcaire | 0,075 | 0,3320 | 104,73 |
| Saint-Marcel (Piémont) | 0,063 à 0,070 | 0,2789 à 0,3098 | 87,98 à 97,72 |

Si la composition des manganèses de chaque localité ne variait pas, on serait dispensé de tout essai par le tableau précédent. Mais comme il n'en est pas ainsi, il est toujours indispensable de faire l'essai du manganèse qu'on achète. Il y a plusieurs méthodes ; en ce moment, je ne vous parlerai que de celle inventée par Gay-Lussac, en 1824.

Elle repose sur ce principe que 3gr,980 de peroxyde de manganèse parfaitement pur fournissent, en les traitant par de l'acide chlorhydrique, 1 litre de chlore sec à la température de 0° et sous la pression barométrique de 76 centimètres. Ce chlore, reçu dans une solution de potasse ou dans un lait de chaux, qu'on ramène ensuite au volume d'un litre, donne un hypochlorite normal à 100°.

Un poids égal d'un autre oxyde de manganèse, traité de la même manière, donnera un hypochlorite dont le titre représentera fidèlement celui de cet oxyde. Supposons que ce titre soit 50° : il est évident que, sous le même poids, le manganèse essayé ne peut fournir que les 50/100

ou la moitié du chlore que donne le manganèse pur; par conséquent, pour obtenir la même quantité de chlore, il faudra employer le double du manganèse à 50°, par suite de cette règle :

$$50^\circ : 100^\circ :: 3^{gr},980 : x = 7^{gr},96.$$

Voici la manière de procéder à l'essai d'un manganèse d'après ces données.

L'appareil qu'on emploie consiste en un petit matras en verre (*fig.* 267) A, d'environ 5 cent. de diamètre, destiné à recevoir le manganèse qu'on

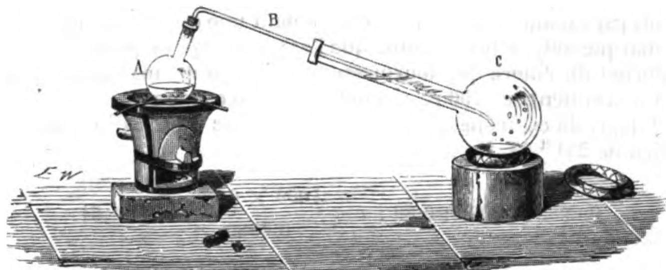



*Fig.* 267.

veut titrer. Il est chauffé sur un petit fourneau ordinaire avec du charbon. Un tube d'un mince diamètre, B, est ajusté à ce matras; la plus longue branche doit avoir à peu près 6 décimètres de longueur; on l'introduit dans un matras à très-long col, C, d'un demi-litre environ, rempli jusqu'à l'origine du col d'un lait de chaux ou d'une dissolution de potasse ou de soude caustique, marquant 2 à 3° à l'aréomètre.

Après avoir posé sur un petit carré de papier lisse $3^{gr},980$ d'oxyde de manganèse, pris dans un échantillon moyen réduit en poudre, on roule le papier pour le faire entrer dans le col du matras; et redressant aussitôt celui-ci, l'oxyde tombe au fond à la faveur de petits chocs répétés ; il en reste à peine sur le papier. On verse ensuite 25 centimètres cubes ou 25 gram. d'acide chlorhydrique pur et fumant, ou au moins exempt d'acide sulfureux, et on bouche aussitôt le matras avec le bouchon ajusté au tube recourbé. Le bouchon doit être choisi avec soin ; on bouche ses pores avec de la colle un peu épaisse. On chauffe doucement au moyen de quelques charbons rouges.

Le chlore commence aussitôt à se dégager, et l'on s'assure, en approchant le nez du bouchon, que le tube tient bien. De temps à autre on tourne le matras, et si la liqueur alcaline est suffisamment concentrée, le chlore se trouve absorbé si complétement, qu'on ne sent pas la plus légère odeur à l'entrée du tube. On augmente graduellement le feu, de manière que 7 à 8 minutes après le commencement de l'expérience, le liquide dans le matras soit en pleine ébullition. La vapeur produite chasse tout le gaz chlore; et quand on sent à la main que le tube conducteur s'est échauffé jusqu'à l'endroit de son immersion dans la solution alcaline, l'opération est terminée. On sort

le tube du liquide avec précaution pour éviter l'absorption. On verse ensuite tout le chlorure décolorant du matras dans une cloche d'un litre, on rince le vase à plusieurs reprises, et tous les lavages étant réunis au chlorure, on complète avec de l'eau le volume d'un litre, que doit avoir le liquide sur lequel on va opérer ; on en mêle bien toutes les parties. Il ne reste plus qu'à prendre le titre de la solution de chlore par le procédé que je vous ai indiqué précédemment.

Le titre obtenu fait connaître celui de l'oxyde de manganèse, de telle manière que, si le titre du chlorure indique une dissolution contenant les 9/10 de son volume de chlore, l'oxyde essayé contiendra les 9/10 de son poids d'oxyde pur.

Soit, par exemple, un manganèse donnant une dissolution de chlorure qui marque 89°; ce titre signifie que l'oxyde essayé ne peut donner que les 89/100 du chlore que fournissent les $3^{gr},980$ de manganèse pur, et qu'il ne contient sur 100 p. en poids que 89 d'oxyde pur.

1 kilogr. de ce manganèse ne donnera donc que $223^{lit},61$ de chlore, au lieu de $251^{lit},23$. En effet :

$$0{,}3980 : 1000 :: 0{,}89 : x = \frac{1000 \times 0{,}89}{0{,}3980} = 223^{lit},61.$$

La valeur d'un oxyde de manganèse ne dépend pas seulement de la quantité de chlore qu'il peut donner; elle dépend aussi de celle de l'acide chlorhydrique qu'il faut employer pour produire le chlore. Mais l'opération pour déterminer cette proportion d'acide que le manganèse consomme est délicate, et le bas prix de l'acide peut dispenser de l'effectuer. Nous ferons remarquer toutefois que les manganèses du commerce contiennent souvent du carbonate de chaux, de la baryte et du fer, qui saturent en pure perte une portion d'acide; et que le manganèse n'étant pas toujours à l'état de peroxyde, la quantité d'acide chlorhydrique qu'il exige n'est plus proportionnelle à celle du chlore obtenu.

Je ne terminerai pas l'étude des composés du manganèse, sans vous apprendre que les sels de protoxyde, qui sont incolores ou légèrement rosés, jouent, depuis quelques années, un assez grand rôle en médecine. On les a préconisés pour combattre les pâles couleurs et rétablir les forces des individus épuisés; on prétend qu'ils agissent beaucoup plus efficacement, dans ces cas, que les sels de fer. Ce sont surtout le carbonate, le sulfate, le chlorure et l'iodure qu'on emploie.

Lorsque dans la dissolution du sulfate ou du chlorure de manganèse, on verse un léger excès de potasse ou de soude, on produit la précipitation d'un hydrate de protoxyde qui est blanc ; mais presque immédiatement il se colore à l'air, jaunit, puis brunit, parce qu'il absorbe l'oxygène atmosphérique et se change en hydrate de sesqui-oxyde ($Mn^2O^3,HO$). L'eau de chlore produit subitement cette transformation, ainsi que je vous en rends témoins.

## Du Zinc.

Les anciens ne connurent pas le zinc métallique, mais un de ses composés, la *calamine*, avec lequel ils fabriquaient le *laiton*. C'est dans les écrits de Paracelse, célèbre alchimiste du seizième siècle (1), qu'on trouve ce métal décrit pour la première fois sous le nom de *zinc*, mot dérivé de *zinn*, nom germanique de l'étain; la fusibilité et l'oxydabilité du zinc l'avaient fait confondre jusqu'alors avec l'étain; on l'appelait, en effet, *étain des Indes*, *speltrum*, *speauter*. Il était alors apporté de Chine et des Indes où l'exploitation des mines de zinc remonte à une époque assez reculée. Ce n'est que vers le milieu du dix-huitième siècle qu'on a découvert les moyens de l'extraire des minerais d'Europe.

L'importance de ce métal s'accroît journellement. Longtemps l'usage en a été borné à la fabrication du *laiton* ou *cuivre jaune*. Mais depuis 1789, et surtout depuis que les Anglais nous ont appris à le laminer, on l'emploie concurremment avec le plomb pour couvrir les édifices, faire des réservoirs, des baignoires, des gouttières, des tuyaux de conduite, des robinets, etc. C'est à partir de 1810 que le laminage du zinc a fait en France de remarquables progrès, et que sa consommation a augmenté dans une progression très-rapide. Elle ne dépassait pas 9,000 quintaux mé-

---

(1) Paracelse, dont le nom entier est Auréole-Philippe-Théophraste-Paracelse-Bombast ab Hohenheim, est un des hommes les plus remarquables du seizième siècle. Né en 1493 à Einsiedel, dans le canton de Schwytz (Suisse), il apprit de son père la médecine, l'alchimie et l'astrologie. Après avoir voyagé dans une grande partie de l'Europe, en menant une vie débauchée et en disant la bonne aventure, quand il manquait d'argent, ce qui lui arrivait souvent, il fut appelé, en 1526, par le sénat de Bâle pour remplir une chaire, nouvellement créée, de chirurgie et de physique, et non pas de chimie, comme on l'a dit. Mais il se brouilla bientôt avec les magistrats et s'exila du pays. Il recommença sa vie aventureuse et vint mourir, en 1541, dans l'hôpital de Saint-Etienne de Salzbourg. Paracelse doit être considéré comme le chef des médecins chimistes du seizième siècle; c'est lui qui a introduit dans la pratique médicale l'emploi des composés chimiques. Il s'occupa bien moins de la pierre philosophale que de la *Panacée universelle*, et composa, pour prolonger indéfiniment la vie, une foule d'essences et de quintessences, d'élixirs, de spécifiques et autres arcanes. Il portait au pommeau de son épée cette panacée qui devait le rendre immortel, ce qui ne l'empêcha pas de mourir à l'âge de 48 ans. Paracelse ne manquait pas de génie, car, au milieu de ses erreurs, il a donné d'excellentes notions sur un grand nombre de médicaments, particulièrement sur l'opium, le mercure, le soufre, l'antimoine, l'arsenic, et le premier il a cherché à isoler des matières médicamenteuses, au moyen de la chimie, les parties les plus actives. Il avait un profond mépris pour les *docteurs à gants blancs* qui craignent de se salir les doigts dans un laboratoire de chimie. A la première leçon qu'il fit à Bâle, il jeta au feu les œuvres d'Hippocrate, de Galien et d'Avicenne, en disant que son chapeau, sa barbe et ses souliers en savaient plus que tous les médecins de l'antiquité.

triques avant 1824 ; aujourd'hui, elle s'élève à plus de 20,000 tonnes, dont chacune se paie 500 francs.

Le zinc n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison. Ses minerais les plus répandus sont le sulfure, appelé *blende*, le silicate et le carbonate que l'on confond sous le nom de *calamine*. On les trouve dans différents gîtes métallifères, principalement avec les minerais de plomb et de cuivre ; mais ils forment aussi des amas et même des couches dans les terrains de sédiment. C'est ce qui arrive surtout dans la Haute-Silésie, près de Tarnowitz, en Carinthie, en Angleterre, en Belgique, depuis Aix-la-Chapelle jusqu'à Liége et Namur, et dans le pays de Juliers. Les mines les plus célèbres sont celles de la Vieille et de la Nouvelle-Montagne,

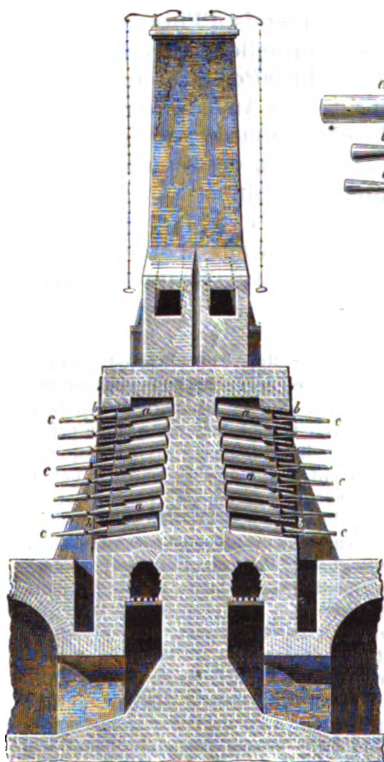



*Fig.* 268.

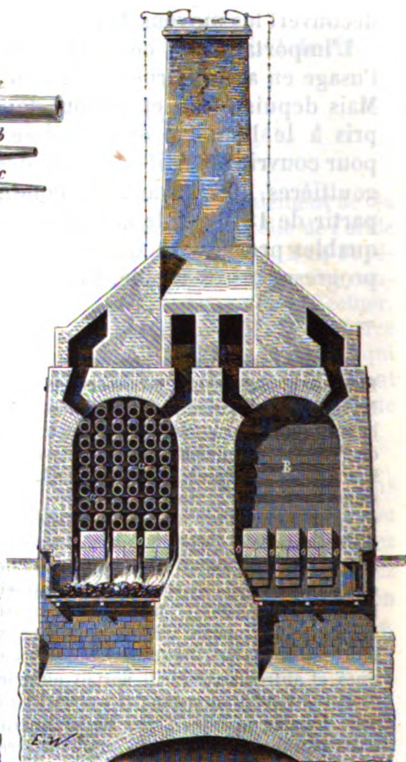


*Fig.* 269.

dont les usines d'extraction fournissent la plus grande partie du zinc consommé annuellement. En France, nous avons quelques gîtes de calamine à Montalet près d'Uzès, à Saint-Sauveur en

Languedoc, à Combecave près de Figeac (Lot), etc. ; une seule mine est en exploitation : c'est celle de Clairac et Robiac, dans le département du Gard.

L'industrie métallurgique opère l'extraction du zinc d'une manière assez simple et par voie de distillation. Dans les trois grands centres d'extraction, les procédés ne diffèrent que par la forme des appareils. Dans tous les cas, on commence toujours par calciner la *calamine*, pour en chasser l'eau et l'acide carbonique et pour la diviser plus facilement sous les bocards ; ou par griller la *blende* dans un four à réverbère, afin d'en chasser le soufre et de ramener ce sulfure à l'état d'oxyde. Le minerai étant ainsi préparé, on le mélange avec son volume de houille sèche ou de coke en petits fragments, et on le soumet à la réduction dans les appareils suivants.

1. *Système liégeois.* — Dans toutes les usines du pays de Liége, notamment à Anglcur, appartenant à la société de la Vieille-Montagne, le minerai est introduit dans de grands tuyaux *a, a, a,* dits *cornues*, en terre réfractaire, de 1 mètre de longueur sur $0^{m},15$ de diamètre intérieur, fermés par un de leurs bouts, ouverts par l'autre, que l'on place sous une très-légère inclinaison, au nombre de 48, dans les quatre compartiments voûtés B d'un immense four ayant la forme et les dispositions que présentent les deux figures 268 et 269. Dans chaque cornue on insère un petit tuyau en fonte *b, b, b,* qui fait office de condenseur ; on chauffe fortement au-dessus du rouge ; la flamme pénètre par les ouvreaux *o, o, o* ; bientôt il se dégage une grande quantité d'hydrogène carboné qui vient brûler à l'orifice des tuyaux avec une flamme jaune rougeâtre ; plus tard c'est de l'oxyde de carbone qui sort, et alors la flamme offre une couleur bleuâtre ; enfin, lorsque la réduction de l'oxyde de zinc s'effectue, comme une certaine quantité de métal en vapeur se mêle au gaz combustible, la flamme acquiert un plus grand éclat, devient d'un blanc verdâtre et émet des fumées blanches d'oxyde de zinc. On emmanche, à ce moment, sur les petits tuyaux en fonte *b, b, b,* qui terminent les cornues, des espèces d'allonges en tôle zinguée *c, c, c,* qui sont destinées à condenser, autant que possible, les vapeurs de zinc qui s'échappent des appareils.

Au bout de 2 heures de chauffe environ, on enlève ces allonges qu'on secoue au-dessus d'un récipient pour recueillir la poussière de zinc et d'oxyde qui s'y trouve ; cette poussière, nommée *cadmie des fourneaux*, entre plus tard dans les mélanges de minerai et de charbon qui doivent alimenter les cornues. Un ouvrier, après avoir, avec une racloire, nettoyé l'orifice des cornues, en fait sortir le zinc réduit et en fusion qu'un autre ouvrier reçoit dans une poche en fer, pour le couler immédiatement dans une grande lingotière placée à peu de distance du four. On obtient ainsi des plaques rectangulaires de zinc, du poids de 30 à 35 kilogrammes.

De 2 heures en 2 heures, on retire ainsi le zinc réduit de chaque cornue, en replaçant, toutes les fois, les allonges sur les tuyaux, et, lorsque

les cornues sont épuisées, on les recharge d'un nouveau mélange en continuant de la sorte jusqu'à ce qu'il soit nécessaire de pourvoir à leur remplacement.

2. *Système silésien.* — Les fours employés en Silésie, à Borbeck et dans les autres contrées où l'on suit le même système, ont, comme vous

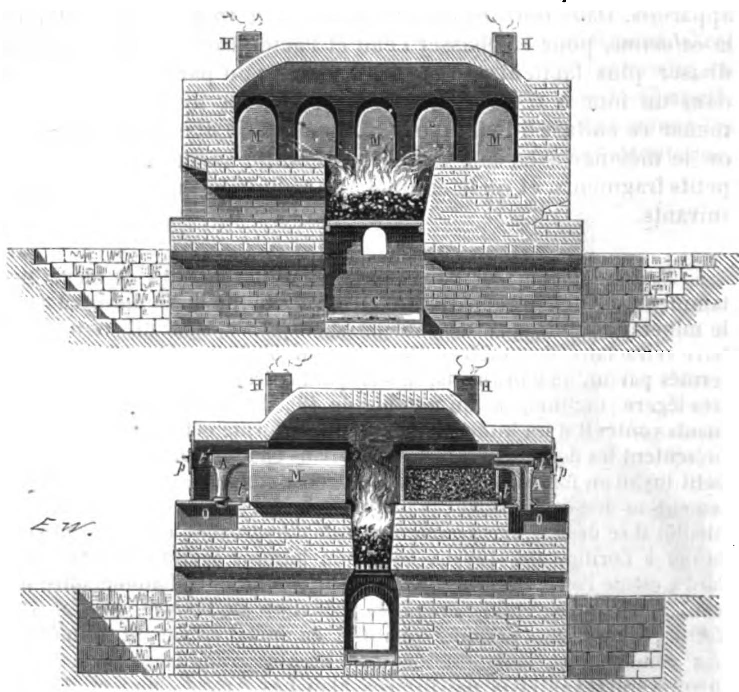



*Fig.* 270.

le voyez, par la double figure 270, une autre forme que ceux du pays de Liége. Les cornues sont remplacées par des espèces de moufles M (*fig.* 271) en terre réfractaire de 1$^m$,40 de longueur sur 0$^m$,55 de hauteur et 0$^m$,22 de largeur; ces moufles reposent à plat sur les deux côtés du four, dont le centre est occupé par le foyer.

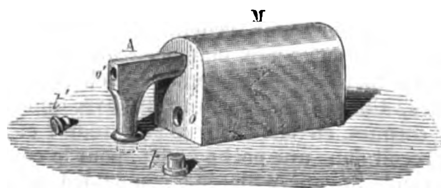



*Fig.* 271.

Leur partie antérieure est fermée par une plaque d'argile cuite qui porte deux ouvertures : l'une *o*, dans le bas, qui sert à l'enlèvement des résidus,

et qui est bouchée par une briquette *t*; l'autre, A, dans le haut, qui reçoit une allonge horizontale en terre coudée à angle droit et qui est ouverte par le bas ; c'est par cette allonge que sort le métal volatilisé qui tombe bientôt goutte à goutte dans un récipient inférieur O (*fig.* 270) placé au-dessous.

L'opération dure 24 heures, mais la perte en zinc est beaucoup plus considérable que dans le système liégeois; on n'enlève les résidus des moufles que tous les trois jours. Le zinc brut est refondu dans des pots de terre chauffés à flammes perdues et coulé en plaques.

3. *Système anglais.* — Le four usité en Angleterre est tout différent des précédents; il ressemble (*fig.* 272) aux fours des verriers. Le minerai est placé dans des pots ou creusets I, I d'assez grandes dimensions, rangés sur une banquette tout autour du foyer central. Le fond de chaque creuset est percé d'un trou dans lequel est engagée l'extrémité supérieure d'un tube en fer *h*, *h* qui perce la banquette et descend jusqu'à la base du four. Ce tube est fermé dans le haut par un tampon de bois, avant le remplissage des creusets. Ceux-ci sont ensuite fermés par des couvercles lutés à l'argile. Lorsque le four est en feu, et que la réduction s'opère, les vapeurs de zinc passent à travers le tampon de bois que la chaleur a carbonisé et réduit pour ainsi dire à l'état d'éponge. Les vapeurs descendent par le tube, s'y condensent, et le zinc tombe goutte à goutte dans un récipient en tôle *g*, *g* placé au-dessous; mais comme une portion du métal se solidifie dans l'intérieur du tube, et qu'il y aurait bientôt obstruction, on l'en fait tomber de temps en temps avec une tige de fer rouge de feu.

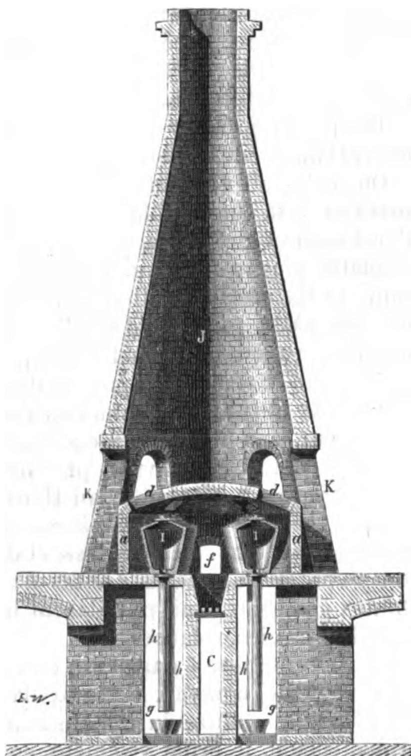


*Fig.* 272.

Un four de 6 creusets produit 150 kilogrammes de métal par 24 heures.

Dans ce procédé, la distillation du zinc a lieu de haut en bas, ou, comme on le disait autrefois, *per descensum*, tandis que dans les systèmes de Liége et de Silésie, la distillation s'opère en sens opposé, ou *per ascensum*.

Le zinc du commerce n'est jamais parfaitement pur; il contient

toujours un peu de carbone, d'arsenic, de fer, de manganèse, et, plus rarement, de l'étain, du cuivre, du plomb, du cadmium et du soufre. Voilà pourquoi le zinc qu'on dissout dans l'acide sulfurique laisse un petit résidu noir floconneux, et pourquoi le gaz hydrogène qui en résulte a une odeur d'ail. Il n'existe aucun moyen simple de le purifier ; même après avoir été distillé, il retient encore du charbon et de l'arsenic. Le zinc laminé est, du reste, bien moins impur que le zinc en plaque.

Pour obtenir ce métal chimiquement pur, M. Schaeuffele a indiqué le procédé suivant :

Dissoudre le zinc dans de l'acide chlorhydrique, le précipiter par du sulfhydrate d'ammoniaque ; dissoudre ce précipité dans de l'acide azotique ; décomposer l'azotate de zinc formé par du carbonate de soude ; mélanger le carbonate à du charbon et obtenir le zinc par distillation.

On peut reprocher à ce procédé d'être un peu long, mais il est certainement un des plus exacts.

On reconnaît aisément le zinc à son tissu essentiellement lamelleux, à sa couleur blanche nuancée de bleu, et à son vif éclat. Il est mou et graisse la lime ; il se gerce en même temps qu'il s'aplatit sous le marteau. Il tient le milieu entre les métaux cassants et les métaux malléables. Son laminage présente beaucoup de difficultés, parce qu'il n'est malléable qu'entre + 130 et 150° centigr. Au-dessus de cette température, il devient si cassant qu'on peut le réduire en poudre dans un mortier.

Une des plus belles lamineries que nous ayons visitées est celle d'Angleur, aux portes de Liége. En France, il y a des lamineries à Sainte-Marie Thierceville, près de Gisors, et à Romilly-sur-Andelle (Eure), à Tirreville, au Houx, près Cherbourg ; à Vienne (Isère) ; à Givet (Ardennes), à Saint-Denis et à Paris. Toutes ces usines tirent leur zinc de Silésie et de Belgique. Outre les feuilles, on y confectionne aussi des fils de divers numéros, des clous de toutes grosseurs qui remplacent le fil et les clous en fer dans nombre de circonstances.

Le zinc se ternit dans l'air humide, en se couvrant d'une légère couche d'oxyde. Cette oxydation fait des progrès à mesure que la température du métal s'élève, et, lorsqu'il est chauffé au rouge blanc, il brûle vivement en répandant une belle flamme blanche éblouissante. Il se convertit alors en protoxyde, $ZnO$, qui se répand dans l'air en flocons très-légers, comme je vous l'ai montré dans une autre occasion. Les artificiers mettent à profit cette grande combustibilité du zinc. Les étoiles si brillantes que les *chandelles romaines* projettent dans les airs en éclatant, celles qui sortent des bombes et des fusées volantes, sont dues à la flamme du zinc pulvérisé que l'azotate de potasse embrase.

Le zinc noircit sous l'eau en la décomposant peu à peu ; mais une fois que sa surface est recouverte d'oxyde, il est préservé de toute altération ultérieure, et, à partir de ce moment, le zinc résiste aux actions atmosphériques comme un métal beaucoup moins oxydable. Voilà pourquoi l'eau de pluie, qui a coulé sur les toitures en zinc, ne renferme que des traces insignifiantes d'hydrate et de carbonate de zinc, qui ne peuvent nuire à ses emplois journaliers.

Sous le rapport de l'altérabilité spontanée, le zinc n'est donc pas moins propre que le cuivre à la couverture des édifices. Une toiture de ce genre dure de 15 à 20 ans sans subir de fortes altérations ; elle coûte moins qu'une toiture en cuivre, et pas beaucoup plus qu'une couverture en ardoises. C'est la couverture la plus légère qu'on puisse employer ; en effet :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Une toiture en tuiles pèse... | 80 | kilogr. par mètre carré. | |
| — en ardoises, de.. | 17 à 20 | — | — |
| — en zinc, de...... | 7 à 8 | — | — |

C'est là, comme on le voit, un immense avantage. Toutefois, en raison de sa combustibilité, on doit exclure le zinc de tous les monuments surmontés d'un comble en bois, car non-seulement en brûlant il propagerait facilement l'incendie sur tous les points avec lesquels il est en contact, mais comme il lance alors des parties enflammées, l'incendie pourrait évidemment être porté à distance.

Une condition indispensable pour la conservation des couvertures en zinc, c'est la suppression des clous et des soudures extérieures. Les feuilles métalliques doivent être simplement agrafées de manière à laisser parfaitement libres tous les mouvements de contraction et de dilatation commandés par les variations de température. Enfin on s'exposerait à voir les feuilles de zinc corrodées en très-peu de temps dans toute leur épaisseur, si l'on n'évitait soigneusement le contact du métal avec le plâtre ou les mortiers calcaires.

Le zinc est un des métaux les plus attaquables par les acides, même les plus faibles. Il se dissout dans presque tous, en formant des sels incolores, doués de propriétés vomitives et purgatives. Aussi, lorsque De La Follie, de Rouen (1), proposa en 1778, époque

(1) De la Follie, né à Rouen, le 11 mars 1739, fut un des plus illustres membres de l'ancienne Académie de cette ville. Quoique adonné au commerce, il se livra avec ardeur à l'étude des sciences et surtout à celle de la chimie, et il s'occupa des moyens de faire tourner cette dernière au profit des arts industriels. C'est ainsi qu'il décrivit un nouveau procédé pour blanchir le basin; qu'il parvint le premier à fixer sur le fil la couleur dite *rouge des Indes;* qu'il rendit populaire la teinture

où le zinc était encore rare, de le substituer à l'étain pour l'étamage des ustensiles de cuisine, proposition renouvelée depuis qu'il est devenu plus commun, les principaux chimistes établirent que son emploi pourrait donner lieu à des accidents fâcheux, puisqu'il est attaqué très-facilement par les corps gras, le sel commun, les acides les plus faibles, tels que le vinaigre, le verjus, le jus de citron, etc.

M. le général d'Arlincourt a reconnu qu'en associant au zinc une petite quantité d'étain fin et de plomb, il en résulte un alliage qui résiste à l'action des solutions acides et salines, et même à l'acide sulfurique à 20°. Il est donc préférable au zinc pour les constructions, les baignoires, les gouttières, les tuyaux de conduite des eaux ménagères et des urines, etc.

L'étain n'est pas le seul métal qui puisse servir à garantir le fer de l'oxydation. Le zinc peut jouer le même rôle, ainsi que Malouin (1) l'a constaté et indiqué en 1742. Ce n'est que dans ces dernières années qu'on a tiré parti en grand de cette propriété. M. Sorel a pris, en 1836, un brevet d'invention pour la *galvanisation du fer*, nom pompeux et scientifique, qui revient tout simplement à celui de *zinguage du fer*. Le procédé consiste à enduire le fer de zinc en le plongeant dans un bain de ce métal en fusion, tout comme on l'enduit d'étain pour fabriquer le fer-blanc. Mais tandis que, dans le *fer étamé*, le fer est rendu plus oxydable par le contact de l'étain que lorsqu'il est entièrement nu, de telle sorte que, quand l'étamage n'a pas été exécuté avec le plus grand soin, les parties qui sont à découvert s'éraillent et se détruisent avec rapidité; dans le *fer zingué*, au contraire, le fer est protégé par le zinc, non-seulement partout où ce métal le recouvre, mais même dans les parties qui, par suite de l'imperfection de l'opération, ont pu rester à nu; c'est cette précieuse propriété qui le caractérise.

---

en jaune avec la gaude. En 1779, il communiqua au gouvernement un vernis pour préserver de l'action corrosive de l'eau de mer le cuivre employé au doublage des vaisseaux. De 1774 à 1780, il lut à l'Académie de Rouen vingt mémoires, dont les principaux ont pour titres : *Sur le vernis au feu et à l'eau; sur l'air fixe; sur le bleu de Prusse; sur l'étain soumis à une nouvelle épreuve; sur l'huile de vitriol; sur la potasse; sur l'acide du soufre; sur la conversion de l'air en eau; sur le magnétisme*, etc. Il fut d'un grand secours à Dambourney dans les essais que ce dernier avait entrepris pour fixer sur la laine les couleurs de nos végétaux indigènes. Il imagina pour cela un mordant particulier qui est encore connu des vieux teinturiers sous le nom d'*apprêt de* De La Follie. Il venait d'être nommé par le roi inspecteur des manufactures, récompense flatteuse de tous ses travaux, lorsqu'un accident funeste vint le ravir à la science dont il eût reculé les limites. Étant tombé dans sa maison avec un matras rempli d'une composition chimique, il se fit à la main droite une blessure qui causa sa mort, le 2 février 1780.

(1) Malouin, né à Caen en 1701 et mort à Paris en 1778, était parent de Fontenelle et ami de Voltaire. Médecin très en vogue, il ne s'occupa de chimie qu'occasionnellement, et ne présenta à l'Académie des sciences, dont il était membre, que trois mémoires : deux sur les analogies qui existent entre le zinc et l'étain, et un troisième sur le sel de chaux.

C'est au commencement de 1837 que M. Sorel a livré ses premiers produits au public. Depuis cette époque, ils ont été soumis à un grand nombre d'épreuves, et toutes leur ont été favorables ; mais on ne sait pas encore jusqu'à quel terme pourra se prolonger la durée de ces objets zingués. Toutefois, il est constant, grâce aux expériences récentes de M. le docteur Max Pettenkofer, président de la commission des chemins de fer bavarois, qu'une feuille de fer galvanisé peut perdre par oxydation, dans l'espace de 27 ans, 0gr,179 de zinc par décimètre carré; sur cette quantité de métal perdue, la moitié environ est entraînée par les pluies. La destruction du métal s'opère donc assez lentement, et comme elle devient plus insensible à mesure que l'épaisseur de la couche d'oxyde augmente, on peut, sans hésiter, employer le fer galvanisé pour les toitures et autres usages analogues.

C'est ce que l'on fait depuis une quinzaine d'années. On en consomme de très-grandes quantités aussi pour confectionner des tuyaux de poêle et de cheminée qui doivent être placés à l'extérieur ; des gouttières, des tuyaux de conduite d'eaux, des tuyaux à vapeur, des formes à sucre. On galvanise ou on zingue, du reste, tous les objets en fer, quels qu'ils soient, après qu'on leur a donné les formes voulues : des clous, des chaînes, des toiles et treillis, des objets de sellerie et de carrosserie, des outils de jardinage, etc.

La tôle galvanisée n'est pas plus chère, à poids égal, que la tôle nue; elle est à peu près du même prix que le zinc laminé; mais outre qu'elle est beaucoup plus tenace et plus flexible, elle a encore l'avantage de ne pas se fondre et de ne pas s'enflammer, comme celui-ci, dans les incendies.

La valeur annuelle des produits manufacturiers livrés par l'établissement de M. Sorel, à Paris, est de plus de 500,000 fr.

Le bas prix du zinc et de la tôle galvanisée, la facilité de travailler ces métaux et de leur donner toutes les formes, ont multiplié leur emploi pour les usages domestiques, et, aujourd'hui, on rencontre partout des vases et des ustensiles pour contenir et transporter les liquides usuels : l'eau, le vin, le lait, les huiles, etc. On devrait próscrire cependant ces métaux de toutes les applications aux usages culinaires, car ils sont très-aisément attaqués par les différents liquides, et introduisent alors dans les aliments des particules métalliques qui peuvent devenir la cause de maladies, et même d'empoisonnements. En voici des exemples :

Le 26 janvier 1843, huit ouvriers serruriers de Metz furent empoisonnés pour avoir bu du vin qui était resté pendant 13 heures dans un broc en fer galvanisé.

Des symptômes d'empoisonnement se manifestèrent, en 1845, à Béziers, chez plusieurs personnes d'une même famille, parce qu'on s'était servi, pour apprêter divers aliments, d'une huile d'olive qui avait séjourné dans un vase de zinc.

En 1847, un marchand de boissons qui avait renfermé du cidre dans des vases de zinc, reconnut qu'après trois mois ce liquide avait acquis une saveur âcre et styptique : on y trouva, par l'analyse, jusqu'à 3 gram. 80 centigr. d'acétate de zinc par litre ! Ainsi, ce cidre était devenu un véritable poison.

Plusieurs journaux d'agriculture ont préconisé les vases en zinc et en

tôle galvanisée comme plus propres que tous les autres à faciliter le montage de la crème et à retarder la coagulation du lait. Alors même que ces avantages seraient vrais, il n'en faudrait pas moins repousser l'emploi de ces sortes de vases, parce qu'ils sont dangereux, le métal se dissolvant rapidement dans le lait, à la faveur des acides qu'il renferme, et introduisant ainsi dans le liquide des sels métalliques qui agissent sur les organes digestifs à la manière de l'émétique.

M. Schaeuffele, a constaté, en 1848, que tous les liquides alimentaires : vin, eau-de-vie, vinaigre, eau de fleurs d'oranger, huile d'olive, bouillon, lait, eau commune, eau de Seltz, eau salée, etc., attaquent, en moins de 24 heures, les vases de zinc et de fer galvanisé, et renferment alors des sels de zinc en proportions très-notables, ce qui leur communique des propriétés émétiques et purgatives. Le fer galvanisé est plus rapidement et plus profondément attaqué que le zinc pur.

Quelque temps après, le même chimiste a fait connaître la proportion moyenne d'arsenic que contiennent les zincs des principales provenances industrielles.

Ses recherches l'ont conduit aux résultats suivants :

| | | | Arsenic obtenu. |
|---|---|---|---|
| Sur 1 kilogr. | de zinc de | France | 0gr,01900 |
| — | — | Silésie | 0 , 00856 |
| — | — | Vieille-Montagne | 0 , 00522 |
| — | — | Corphalie | 0 , 00456 |
| — | — | (10 échantillons) sans origine. | 0 , 00428 |

d'où il a été permis de conclure :

1° Que le zinc de France, le plus arsenical de tous, doit être exclu pour certains usages ;

2° Que, sous le rapport de la petite quantité d'arsenic, les zincs de Silésie et de la Vieille-Montagne sont susceptibles d'un usage plus général ;

3° Que le zinc originaire de la mine de Corphalie est le plus pur.

Depuis 1844, M. Sorel a trouvé le moyen de décaper convenablement la fonte, en se servant de l'acide impur provenant de l'épuration des huiles, et de la recouvrir de zinc, ce qui la préserve de l'action de l'air et de l'humidité.

Une substance qui possède la propriété décapante au plus haut degré, c'est le chlorure double de zinc et d'ammoniaque. Ce sel met si bien à nu les surfaces métalliques sur lesquelles on l'applique, qu'aussitôt le contact, il se fait des alliages plus fusibles qui déterminent l'étamage ; aussi, par son intermédiaire, peut-on très-bien étamer le cuivre ou le fer avec de l'étain, du plomb, du zinc ; le zinc avec de l'étain ou du plomb, et même l'étain avec le plomb, et réciproquement.

Le zinc est très-soluble dans les acides ; il donne des sels blancs dont quelques-uns sont utilisés. Lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique affaibli, il se dégage beaucoup de gaz hydrogène, et il se produit du sulfate de zinc, par suite de la décomposition de l'eau. Si l'on concentre le liquide, après la dissolution

du métal, on obtient le sulfate en beaux prismes blancs. C'est là ce que les anciens chimistes nommaient *vitriol blanc*, *couperose blanche*, et qu'ils se sont longtemps obstinés à considérer comme du sulfate de fer modifié.

Dans le commerce, ce sel est en masses saccharoïdes ou en plaques épaisses, ou en jolies petites aiguilles. Il est toujours impur et ferrugineux. C'est à la présence du sulfate de fer qu'il doit sa légère teinte jaune, la propriété de se recouvrir par places de taches ocreuses, de donner une dissolution qui noircit par la teinture de galle et qui bleuit par le prussiate de potasse. On le purifie en faisant passer un courant de chlore dans sa dissolution, et en faisant bouillir celle-ci sur de l'oxyde de zinc qui se dissout en précipitant tout l'oxyde de fer.

Le sulfate de zinc est obtenu en très-grande quantité, comme produit secondaire, à Rammelsberg, près de Goslar, dans le Hanovre, où l'on exploite une mine de plomb composée de sulfures de plomb, de cuivre, d'argent, de zinc et de fer. Des parties riches en zinc, on extrait, par le grillage et le lavage, un mélange de sulfates de zinc et de fer. Évaporé à sec et calciné dans des cornues de terre, ce mélange fournit de l'acide sulfurique fumant et un résidu formé de colcothar et de sulfate de zinc. On enlève celui-ci par des lavages, et on le fait cristalliser en masse au moyen d'une évaporation convenable. Souvent on le fait fondre dans son eau de cristallisation, et on le coule dans des moules sous forme de plaques carrées d'environ $0^m,1$ d'épaisseur, du poids de 5 à 10 kilogrammes, qu'on expédie dans des fûts de 2 à 300 kilogrammes. On le connaît, dans le commerce, sous le nom de *vitriol de Goslar*.

Pur, ce sel a la composition suivante :

| | |
|---|---|
| Oxyde de zinc.................... | 28,23 |
| Acide sulfurique.................. | 27,87 |
| Eau de cristallisation ............. | 43,90 |
| | 100,00 |

Sa formule est $ZnO,SO^3,7HO$.

Ses cristaux sont des prismes courts à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces (*fig.* 273 et 274), incolores et transparents, d'une saveur âpre et styptique. Ils sont efflorescents et très-solubles, puisque 100 parties d'eau froide en dissolvent 140. La solution a une densité considérable, et c'est à cause de cela qu'on l'a employée, pour maintenir le niveau de l'huile, dans un système de lampes appelées *hydrostatiques*.

Le sulfate de zinc est un sel assez stable ; la chaleur rouge le ra-

mène à l'état de sous-sulfate, mais on a beaucoup de peine à le convertir en oxyde pur par la calcination.

Sa dissolution a ceci de reconnaissable, qu'elle donne des pré-

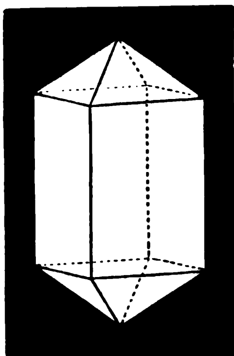


*Fig.* 273.

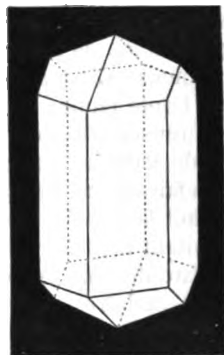


*Fig.* 274.

cipités blancs avec tous les réactifs, excepté avec le *prussiate rouge de potasse* qui la précipite en jaune sale. Ces caractères sont communs à tous les autres sels de zinc.

Les fabricants d'indiennes consomment beaucoup de sulfate de zinc pour la composition de certaines *réserves*, mais ils le remplacent souvent par l'azotate et le chlorure. — Avant la découverte de l'émétique, les médecins s'en servaient, à la dose de quelques centigrammes, pour provoquer le vomissement. Les vernisseurs l'utilisent pour rendre l'huile siccative et pour préparer la couleur connue sous le nom de *blanc de zinc ;* c'est du carbonate de zinc qu'on obtient facilement en versant du carbonate de soude en excès dans la solution du sulfate de zinc ; il y a double décomposition des deux sels :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Carbonate de soude.. | = | soude............ | + | acide carbonique. |
| Sulfate de zinc...... | = | acide sulfurique .. | + | oxyde de zinc. |
| | | Sulfate de soude.. | + | carbonate de zinc. |

Le carbonate de zinc se précipite, en raison de son insolubilité, en une poudre blanche très-fine, qui, lorsqu'elle est sèche, se mêle parfaitement à l'huile et peut couvrir alors les bois, les murs et remplacer la céruse pour toutes les peintures à l'huile. Les peintures en blanc de zinc ont l'immense avantage de ne pas noircir par les émanations sulfureuses, et de n'exercer aucun effet fâcheux sur la santé des ouvriers.

L'idée de substituer le carbonate et même l'oxyde de zinc à la céruse est déjà assez ancienne. Dès 1779, Courtois, chimiste

manufacturier attaché au laboratoire de l'Académie de Dijon, reconnut l'inaltérabilité de ces deux composés du zinc dans les conditions où le *blanc de plomb* se noircit. En 1783, Guyton de Morveau publia une série de recherches sur l'emploi en peinture d'une foule de matières, notamment de l'oxyde de zinc, et montra, par des essais en grand, les avantages qu'il y aurait, sous le rapport de l'hygiène et sous celui de la longue conservation des peintures blanches, à faire usage du *blanc de zinc* qui ne pousse pas au noir comme la céruse. Il reconnut en même temps que la peinture au blanc de zinc est moins siccative que celle à la céruse, mais il observa que l'addition d'une petite quantité de sulfate de zinc à l'huile remédie à cet inconvénient. Dès cette époque, Courtois entreprit la fabrication en grand du blanc de zinc, et établit des magasins tant à Paris qu'à Dijon pour la vente de cette couleur ; l'application à la peinture artistique en fut faite immédiatement. Mais malgré tous les efforts de Guyton de Morveau, renouvelés en 1786, puis en 1802, malgré le rapport approbatif de Fourcroy, Berthollet et Vauquelin présenté en 1808 à l'Académie des sciences à l'occasion du *blanc de zinc* préparé par les frères Mollerat, la nouvelle peinture ne fut pas adoptée en France. En 1842, M. Rouquette, voulant reprendre les tentatives de ses devanciers, prit un brevet d'invention pour la préparation industrielle de l'oxyde de zinc. En 1844 et 1845, M. Mathieu, tout en tenant secret le genre de fabrication qu'il employait, fit de nouveaux efforts pour attirer l'attention des peintres et décorateurs sur la peinture au zinc. Mais ce n'est réellement que depuis 1849, grâce aux soins et à la persévérance d'un entrepreneur de peinture à Paris, M. Leclaire que, la fabrication et l'emploi de l'oxyde de zinc, nommé dès lors *blanc de zinc*, ont pris un essor considérable. Aujourd'hui, c'est la société anonyme des mines et fonderies de zinc de la Vieille-Montagne qui exploite régulièrement les procédés et priviléges de M. Leclaire, à Asnières, près de Paris ; à Valentin-Cocq, province de Liége ; à Mülheim (Prusse-Rhénane) ; elle ne produit pas moins, année commune, de 6 millions de kilogrammes de blanc de zinc, qui, vendus au prix moyen de 75 francs les 100 kilogrammes, représentent une valeur de 4,500,000 francs.

L'importance de cette industrie m'engage à vous dire comment elle s'exécute. Les procédés de fabrication de l'oxyde de zinc sont des plus simples ; ils reposent sur l'oxydation directe du zinc métallique. Cette oxydation s'accomplit dans certaines usines sur le zinc réduit en vapeur, dans d'autres établissements sur le métal simplement fondu.

Le procédé imaginé par M. Leclaire, aidé par M. Ernest Barruel, consiste à brûler la vapeur de zinc. Un double four silésien reçoit et chauffe

au rouge blanc 20 cornues ou moufles en terre réfractaire *c*, *c*, de 1 mètre de long sur $0^{m},40$ de large et $0^{m},15$ de haut (*fig.* 275) ; ces demi-cylindres très-aplatis terminés par un rebord saillant vers leur ouverture, pour

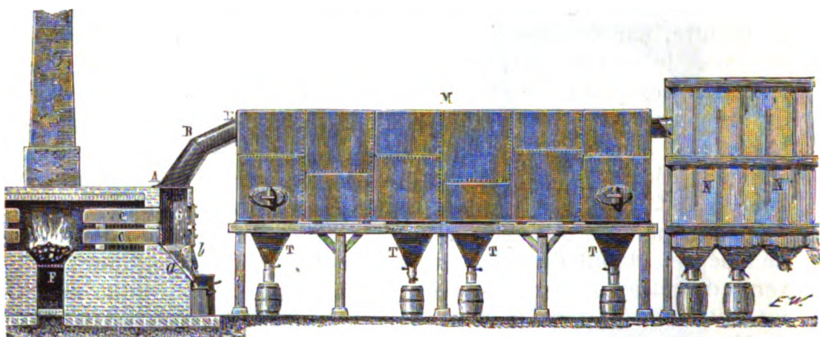



*Fig.* 275.

que le métal fondu ne puisse en sortir, sont placés sur deux rangs adossés. Devant l'ouverture de chaque paire de cornues C, C est adaptée une petite chambre G, désignée sous le nom de *guérite*. Celle-ci communique par la partie supérieure ABE, à l'aide d'un tube de fonte, avec un système de chambres M, dites de *condensation*, dans lesquelles il se fait un fort appel d'air. A la partie inférieure de la guérite se trouve un plancher métallique mobile *a*.

Pendant l'oxydation du zinc le plancher est levé, et l'air nécessaire à la combustion de la vapeur métallique pénètre dans la guérite par cette ouverture. Sur le devant de la guérite est une porte *b* par laquelle on entre pour charger les cornues ou pour enlever le résidu qu'y a laissé le zinc.

Lorsque les cornues sont chargées et que leur température est portée au blanc, les vapeurs métalliques qu'elles dégagent sont brûlées à leur arrivée dans la guérite par l'air qu'y amène l'appel des chambres de récolte. Pendant l'oxydation des vapeurs de zinc, il se dépose à l'orifice des cornues un mélange de zinc et d'oxyde sous forme de crasses. Ces crasses finiraient par obstruer complétement et en peu de temps cet orifice, si on ne les enlevait pas. Un système de grattoir est établi à cet effet.

L'oxyde de zinc, entraîné par le courant d'air, se dépose dans d'immenses chambres N, N, qui communiquent entre elles à l'aide de cloisons que l'on ferme à volonté. Pour diminuer le nombre des chambres nécessaires à la précipitation de l'oxyde, qui est très-léger, et pour multiplier les surfaces, on y place habituellement des châssis garnis de toile de coton pelucheux qu'on secoue de temps à autre. Ces toiles facilitent le dépôt des particules qui les traversent. La partie inférieure des chambres est

terminée en *trémies*, T, T, T, T; un baril placé au-dessous de celles-ci et relié à l'aide d'une toile serrée, reçoit l'oxyde condensé dans chaque chambre.

Au moyen de ces dispositions, l'air, chargé des fines particules d'oxyde, parcourt, à partir des guérites jusqu'à la grande cheminée d'appel, un trajet qui n'a pas moins de 1,200 mètres; quand il sort de l'appareil, il est presque froid et n'entraîne plus d'oxyde en suspension.

Avec un appareil à deux fours accolés, disposé ainsi qu'il vient d'être dit, on peut produire chaque jour jusqu'à 6,000 kilogrammes d'oxyde de zinc. Mais ce produit n'a pas le même aspect dans toutes les chambres. Celui qui s'est déposé dans la première, en communication immédiate avec les guérites par le tube de fonte, renferme du zinc métallique ainsi qu'une partie des métaux étrangers contenus dans le zinc employé, tels que fer, cadmium, arsenic, etc. L'oxyde qu'on récolte dans les chambres suivantes est à peu près pur, mais son état d'agrégation diffère. A mesure qu'on s'éloigne de la première, il devient plus léger, plus floconneux, impalpable. Sous cet état, il porte le nom de *blanc de neige* et vaut 90 francs les 100 kilogrammes tandis qu'on appelle *blanc de zinc*, n° 1 et n° 2 (70 et 60 francs les 100 kilogrammes) l'oxyde qui est déjà pulvérulent et dont la densité est plus forte que celle du blanc de neige. L'oxyde mélangé de zinc métallique très-divisé, après avoir été broyé sous des meules avec de l'eau, puis séché, est vendu sous le nom de *gris de zinc* (40 francs les 100 kilogrammes) pour remplacer le minium. Quant aux résidus provenant des lavages et qui ne peuvent être employés comme couleur, on les vend sous le nom de *cendres de zinc* pour la fabrication du chlorure ou du sulfate de zinc.

M. Sorel, dont je vous ai parlé précédemment à propos du fer galvanisé, fabrique le blanc de zinc par l'oxydation directe du métal fondu. Ce procédé paraît réaliser une notable économie sur le combustible. Il consiste à chauffer, dans des moufles de grandes dimensions, du zinc jusqu'à la fusion et à l'enflammer à l'aide d'un courant d'air; ce courant entraîne avec lui, dans des chambres de condensation en communication avec les moufles, de l'oxyde de zinc floconneux consistant uniquement en *blanc de neige*. Une très-grande partie du produit reste à la surface du bain métallique, et ne tarderait pas à l'éteindre, si, au moyen d'un râteau de fer, on n'avait pas le soin de l'enlever constamment. L'oxyde qui se forme ainsi est éliminé des moufles par un agitateur mécanique qui le fait tomber dans un réservoir placé à côté. Ce blanc, nommé improprement *blanc de trémie*, ne possède jamais la blancheur de l'oxyde entraîné par le courant gazeux. Mais M. Sorel est parvenu, à l'aide d'une opération mécanique, à séparer presque complétement la partie la plus blanche et la plus légère de celle qui est colorée en gris par du zinc métallique divisé.

Le principe de l'oxydation directe du zinc fondu a été appliqué d'une manière plus simple encore; au lieu de placer le métal dans des moufles, quelques industriels le brûlent directement sur une plaque en terre réfractaire, munie d'un rebord et placée sur la sole même d'un fourneau chauffé au rouge. Les produits de la combustion et l'excès d'air entraînent, dans des chambres de condensation, l'oxyde floconneux qui a pris naissance, tandis que de l'oxyde pulvérulent reste sur la plaque en terre. Ce procédé a fourni généralement jusqu'ici un oxyde dont la

blancheur est plus ou moins altérée par les cendres entraînées. Néanmoins, en prenant des gaz combustibles dépouillés de matières fixes, on devra arriver à fabriquer ainsi de l'oxyde de zinc d'une grande blancheur.

Quels que soient les procédés employés pour fabriquer l'oxyde de zinc, il se forme toujours deux produits bien distincts par leur état d'agrégation : l'un floconneux, le *blanc de neige* ; l'autre pulvérulent, le *blanc de zinc*. Rarement l'un et l'autre présentent une teinte d'une blancheur parfaite. Souvent ils sont légèrement teintés de jaune. Le simple contact de l'eau ou de l'huile fait disparaître cette teinte. L'eau, d'ailleurs, dans ce cas, leur donne un aspect mat.

Dans les applications que l'on fait des couleurs minérales à la peinture des bois, du plâtre, des pierres, des métaux, etc., on délaie ces matières avec une huile grasse siccative, huile de pavot ou de lin, bouillie préalablement sur de la litharge ou protoxyde de plomb. Mais comme le blanc de zinc, traité ainsi, donne une peinture qui sèche fort lentement, et que d'ailleurs l'huile lithargyrée lui communique des propriétés insalubres ainsi que l'inconvénient de pousser au noir par les émanations sulfureuses, on le réduit en pâte avec de l'huile de lin ordinaire, et à cette pâte on ajoute 3 à 5 p. 100 d'huile de lin qui a été préalablement chauffée à 200° pendant 6 à 8 heures sur du peroxyde de manganèse en poudre grenue. C'est M. Leclaire qui a découvert la propriété du peroxyde de manganèse d'exalter la siccativité des huiles. Tous les sels de manganèse produisent les mêmes effets, d'après M. Sorel. M. E. Barruel a reconnu que 1 à 2 millièmes de borate de manganèse, ajoutés à la peinture, en déterminent très-rapidement la dessiccation, sans que pour cela elle se gerce ni faïence, comme on dit en termes techniques. Le *siccatif zumatique* de M. Barruel n'est autre chose qu'un mélange de blanc de zinc et de borate de manganèse en quantité telle qu'un paquet de $0^k,500$ de cette poudre suffit pour sécher la peinture faite à l'aide de 40 à 50 kilogrammes de blanc de zinc, ou de toute autre couleur peu siccative par elle-même.

Un autre siccatif non moins actif est celui que vend la société de la Vieille-Montagne. Il se compose de :

| | |
|---|---|
| Sulfate de manganèse sec......... | 6,66 |
| Acétate de manganèse sec........ | 6,66 |
| Sulfate de zinc sec.............. | 6,68 |
| Blanc de zinc ordinaire.......... | 980,00 |
| | 1000,00 |

2 à 3 p. 100 de ce mélange ajoutés au blanc de zinc suffisent pour rendre la peinture éminemment siccative.

La pâte prête à être employée s'obtient en broyant intimement 100 parties de blanc de zinc avec 76 parties d'huile de lin ordinaire, 4p,8 de siccatif et 8 parties d'essence de térébenthine. Cette pâte produit une peinture brillante ou mate dont les tons sont aussi beaux et aussi frais que ceux produits par la peinture faite avec la plus belle céruse; mais elle couvre moins, c'est-à-dire que, pour obtenir une teinte égale, il faut donner à la surface que l'on veut recouvrir trois couches de peinture au zinc, tandis que deux de peinture au plomb suffisent.

L'expérience a démontré que pour l'intérieur des bâtiments et pour la peinture artistique, la peinture au blanc de zinc peut remplacer en tous points la peinture à la céruse; mais que pour l'extérieur des bâtiments, exposés au soleil et à l'humidité, elle résiste moins aux causes destructives de la peinture en général; elle a moins de durée et ne peut donc pas être substituée économiquement au blanc de plomb.

Depuis que les applications des piles électriques se sont multipliées, on produit chaque jour une grande quantité de sulfate de zinc, puisque l'un des éléments de ces piles est le zinc métallique, et qu'il plonge dans de l'acide sulfurique étendu d'eau. M. de Douhet a donné une application avantageuse au résidu du travail de ces piles, c'est-à-dire au sulfate de zinc. Il précipite sa dissolution par le sulfure de baryum, ce qui donne du sulfure de zinc et du sulfate de baryte, insolubles et blancs l'un et l'autre. Il utilise ce mélange comme couleur pour la peinture à l'huile. Depuis 1853, on a fabriqué par ses soins et livré au commerce 130,000 kilogrammes de ce produit, sous le nom de *blanc métallique*.

Une nouvelle peinture à base de zinc, sans l'emploi de l'huile, de l'essence de térébenthine et des autres liquides ou excipients usités dans les peintures ordinaires, a été indiquée par M. Sorel dès 1855 et mise en pratique sur une vaste échelle au port militaire de Brest pour recouvrir les bois, les métaux et la toile. On délaye le blanc de zinc, au moment d'en faire usage, dans une solution de chlorure de zinc à 58°, additionnée d'un peu de carbonate de soude. On applique ce mélange sur les surfaces à recouvrir, et en moins de quelques heures il est déjà adhérent et dur. Cette peinture est mate, d'un beau blanc ; elle couvre autant que la peinture à l'huile, acquiert une très-grande solidité avec le temps, peut être lavée et brossée sans aucun inconvénient, car elle est très-difficile à enlever; elle est sans odeur et enfin d'un emploi très-économique. Elle ne paraît pas destinée à remplacer la peinture à l'huile dans toutes les circonstances, mais elle peut lui être substituée, avec avantage, dans un grand nombre de cas. Ce qu'elle offre surtout de précieux, c'est qu'on peut donner une couche toutes les deux heures en hiver et une couche

par heure en été, de manière à peindre un appartement et à l'habiter le jour même, sans que l'on sente la peinture.

On se procure à très-bas prix le chlorure de zinc en dissolvant les rognures, les crasses et les résidus des creusets où l'on a fondu le zinc qui doit servir à la galvanisation du fer. Lorsque l'acide est neutralisé, on concentre la liqueur par l'ébullition jusqu'à 58° de l'aréomètre.

Si l'on n'ajoutait pas un peu de carbonate de soude au chlorure de zinc dans lequel on délaie le blanc de zinc, le mélange durcirait tellement vite qu'on ne pourrait plus l'étendre au pinceau.

M. Sorel a tiré un parti très-avantageux de cette propriété qu'a le chlorure de zinc de durcir immédiatement les substances pulvérulentes auxquelles on le mêle, pour composer, avec la fécule de pommes de terre et le blanc de zinc ou le sulfate de baryte, une espèce de stuc qu'on peut faire servir au moulage d'un grand nombre d'objets d'art et d'ornement, et qui peut remplacer, dans plusieurs cas, le plâtre, le marbre, l'ivoire, la corne, les os ou le bois. Ce stuc ou ciment devient très-dur ; on le met à l'abri de l'humidité en le recouvrant d'une ou deux couches de bon vernis.

Enfin pour terminer l'exposé des nombreuses applications du zinc à la peinture, je vous dirai qu'en délayant dans de l'azotate de cobalt de l'oxyde de zinc de manière à en former une masse pâteuse, desséchant cette pâte au bain de sable et la calcinant dans un creuset jusqu'au rouge sombre, on obtient une belle couleur verte, très-estimée pour la peinture à l'huile. On l'appelle, dans les ateliers, *vert de cobalt* ou *vert de Rihnmann*, du nom de son inventeur. C'est un mélange, si ce n'est une combinaison, d'oxyde de zinc et d'oxyde de cobalt. Sa nuance est d'autant plus foncée qu'il y a moins du premier. Ainsi 2 parties d'oxyde de zinc et 1 partie d'azotate de cobalt donnent un vert foncé ; 3 ou 4 parties d'oxyde de zinc pour 1 partie de sel de cobalt fournissent le vert clair.

Le *vert de zinc* de MM. Leclaire et Barruel est identique, si ce n'est qu'ils le préparent avec du sulfate de cobalt. Ils mettent en pâte avec de l'eau 5 parties d'oxyde de zinc et 1 partie de sulfate de cobalt pur et sec ; ils font sécher à l'étuve et calcinent au rouge sombre pendant 3 heures dans un fourneau à réverbère ; le produit de la calcination est projeté dans l'eau, puis lavé par décantation et séché à l'étuve. C'est une couleur trèsbelle et très-solide ; malheureusement son prix est trop élevé.

---

# VINGT-CINQUIÈME LEÇON.

## MÉTAUX DE LA TROISIÈME SECTION.

**SOMMAIRE. — DU FER. — De son abondance dans la nature. — De l'exploitation des minerais de fer. — Fabrication de la fonte et du fer doux. — De la tôle et du fer-blanc. — Du moiré métallique. — De l'acier. — Des oxydes et des sels de fer. — Du sulfate de fer ou *Couperose*. — Des pyrites ou persulfure de fer.**

Les métaux de la troisième section, Messieurs, dont je vous parlerai en particulier, sont le fer, le chrôme et l'aluminium. Ils sont infiniment intéressants à étudier, en raison des nombreuses applications de la plupart de leurs composés, et des services qu'ils rendent eux-mêmes dans leur état de liberté.

### Du Fer.

Si le fer n'est pas le métal le plus beau et le plus brillant, assurément il est le plus précieux pour l'homme, car il joue le principal rôle dans toutes les industries; ainsi que l'a dit le célèbre Fourcroy, il est l'âme de tous les arts, la source de presque tous les biens, et la perfection de son travail est partout le terme de l'intelligence. Sous ses trois états principaux, de *fonte* ou *fer cru*, de *fer forgé* et d'*acier*, il remplit tant de fonctions diverses, qu'il tient lieu de beaucoup de substances métalliques différentes. On étend et on multiplie chaque jour ses usages. Nos routes se bordent de rainures de fer; nos ponts s'élancent suspendus sur des cordages de fer, ou s'appuient, comme celui de Cubzac, sur des piles de fer; la pierre de nos monuments cède en partie la place à ce métal, qui s'élève en sveltes colonnettes, ou se découpe en pendentifs légers, en fenêtres ogivales, pour remplacer les clochers de nos vieilles basiliques, détruits par le temps; nos bateaux à vapeur, jusqu'ici en bois, n'auront bientôt plus que des coques de fer. Enfin, son utilité est si bien comprise de tous les peuples, que lorsqu'un vaisseau, dans un voyage de découvertes, aborde une île nouvelle, c'est une cognée, une hachette, une aiguille, un vieux clou, qui fixent d'abord l'attention des naturels, et, pour les posséder, ils cèdent avec empressement leurs objets les plus précieux (1).

(1) La connaissance du fer et l'art de le travailler ont dû être bien postérieurs à l'emploi des autres métaux usuels, car, d'une part, il n'existe jamais à l'état natif, et de l'autre son extraction offre de grandes difficultés. Une seule fonte suffit

Il n'est aucun métal dont les composés soient aussi variés et aussi abondants dans le sein de la terre. Il existe, pour ainsi dire, dans toute la nature, mais jamais à l'état natif; même dans ces masses tombées de l'atmosphère, ces *météorites* dans lesquels on le croyait à l'état pur, il est allié à d'autres métaux, principalement au nickel, au chrôme et au cobalt.

On ne compte pas moins de dix-huit espèces minérales dont il est la base ; les plus communes sont les oxydes, les sulfures, les carbonates, phosphates, silicates, sulfates de fer. Mais le nombre des roches, des minéraux, des pierres qui renferment ce métal, comme principe accessoire, est infini. C'est lui qui sert, à proprement parler, de principe colorant au règne minéral. On le trouve également dans presque tous les organes des animaux, et il n'est pas de plante dont les cendres n'en contiennent des proportions sensibles.

Les minerais de fer que l'on exploite pour l'extraction du métal sont peu nombreux, toutefois. Ce sont principalement les oxydes et le carbonate.

Le peroxyde ou sesqui-oxyde de fer (*oxyde ferrique*), $Fe^2O^3$, se montre sous bien des formes. Tantôt il est cristallisé et pourvu de l'éclat métallique; c'est alors le *fer oligiste* ou *fer spéculaire*, qui forme des amas, des montagnes entières dans les terrains cristallins (Brésil, Suède, île d'Elbe, Framont dans les Vosges). Tantôt il est en masses amorphes et compactes, rouges et sans éclat; c'est

---

pour rendre l'or et l'argent ductiles et malléables; mais il n'en est pas ainsi du fer; un morceau de fer fondu sort intraitable du moule dans lequel il a été jeté, et n'est pas plus ductile qu'un caillou. Il a donc fallu, avant qu'on ait pu le forger, trouver l'art d'adoucir et de rendre ductile la première fonte.

Quelques auteurs attribuent la découverte et l'usage du fer aux Cyclopes, d'autres aux Chalybes, peuples très-anciens et très-renommés pour travailler ce métal. Clément, d'Alexandrie, prétend que le secret de rendre le fer malléable est dû aux Noropes. Le livre de Job prouve que, dès les siècles qui se sont écoulés depuis le déluge jusqu'à la mort de Jacob, on connaissait et l'on savait exploiter le fer dans quelques contrées. Les livres de Moïse constatent l'ancienneté de cette découverte dans l'Égypte et dans la Palestine. Ce législateur dit que le lit d'Og, roi de Basan, était de fer. Il compare la servitude que les Israélites éprouvèrent en Égypte, à l'ardeur d'un fourneau où l'on fond ce métal.

Il faut bien que l'emploi du fer ait été connu des anciens Égyptiens, car avec quel autre métal auraient-ils pu tailler le granit et le basalte, et creuser dans ces pierres si dures ces hiéroglyphes qui nous étonnent par leur netteté et la profondeur de leurs traits?

L'art de convertir le fer en acier, et le secret de la trempe, remontent au moins à mille ans avant l'ère chrétienne, puisque Homère en parle en termes clairs.

Les auteurs païens s'accordent à placer la découverte du fer chez les Grecs, et l'art de le travailler sous le règne de Minos I^er, 1431 ans avant Jésus-Christ. Cette connaissance aurait passé de Phrygie en Europe avec les Dactyles. Toutefois l'usage de ce métal ne paraît pas avoir été très-répandu dans la Grèce et chez les autres peuples de l'antiquité, à l'exception des Égyptiens.

l'*oxyde rouge de fer* qui prend spécialement le nom d'*hématite rouge*, quand il a une apparence fibreuse ; on l'appelle dans les arts *pierre à brunir*, parce qu'on s'en sert pour polir certains corps et en particulier les métaux. Tantôt, enfin, combiné à une certaine quantité d'eau, il est concrétionné ou en masses terreuses, presque toujours mélangées de sable, d'argile, de calcaire. Dans cet état, il a une couleur jaune brunâtre plus ou moins foncée, et il forme les minerais appelés *fer limoneux*, *fer oolithique*, *hématite brune*, qui alimentent une grande partie des forges de France. Quand il est en boules creuses au centre et contenant un noyau mobile, il prend le nom de *pierre d'aigle* ou d'*œtite*, que les anciens portaient comme amulettes, parce qu'ils leur attribuaient la vertu d'écarter les voleurs et de favoriser l'accouchement. Il est vrai qu'il fallait que ces boules eussent été trouvées dans le nid d'un aigle !

Le *fer oxydulé* ou *oxyde de fer magnétique* des minéralogistes, qu'on exploite avec avantage en Suède, en Norwège, en Piémont, en Hongrie, dans les monts Ourals, et dans les monts Altaï, est un oxyde intermédiaire, c'est-à-dire qu'il résulte de la combinaison du protoxyde et du peroxyde; son symbole $Fe^3O^4$ doit donc être transformé en celui-ci : $FeO,Fe^2O^3$. Il est en cristaux ou en masses pourvues de l'éclat métallique ; c'est lui qui constitue l'*aimant naturel* (1).

Le carbonate de fer, $FeO,CO^2$ (*sidérose* des minéralogistes), vulgairement *fer spathique*, *mine d'acier*, forme des couches très-importantes dans les terrains anciens (Saxe, Bohême, Tyrol, Styrie, Pyrénées, Dauphiné). Fort souvent en masses compactes dans les terrains de houille, comme à Saint-Étienne, à Anzin et dans la plupart des mines d'Angleterre, il offre le précieux avantage d'être placé à côté du combustible nécessaire à son exploitation. Sous cette forme, il porte le nom de *fer des houillères*.

L'extraction du fer est une des opérations les plus laborieuses de la métallurgie. On amène d'abord le minerai à l'état de *fonte* ou *fer cru*, c'est-à-dire de fer plus ou moins chargé de charbon, et on transforme ensuite cette fonte en *fer doux* ou *fer ductile*.

La première phase de l'opération s'effectue en chauffant le minerai

---

(1) Le nom de *magnès*, donné par les anciens à l'aimant et d'où l'on a tiré l'expression française *magnétique* qu'on ajoute comme qualification adjective après certains mots (exemple : *fluide magnétique*), serait tiré, au dire de Nicandre, du nom d'un pâtre Crétois appelé Magnès, qui aurait fait la découverte d'une pierre d'aimant en menant paître ses bœufs sur le mont Ida ; les clous de sa chaussure et l'extrémité ferrée de sa houlette s'attachèrent à un aimant. (Pline, lib. XXXVI, cap. XXV.)

avec du charbon de bois ou du coke, quelquefois avec un mélange des deux, ou même avec de la houille, dans des espèces de fours coniques, qu'on appelle *hauts-fourneaux*, à cause de leur grande hauteur comparée à leur largeur.

Voici la figure verticale d'un de ces fourneaux (*fig.* 276). Comme vous pouvez le reconnaître, l'ensemble représente deux troncs de cône réunis

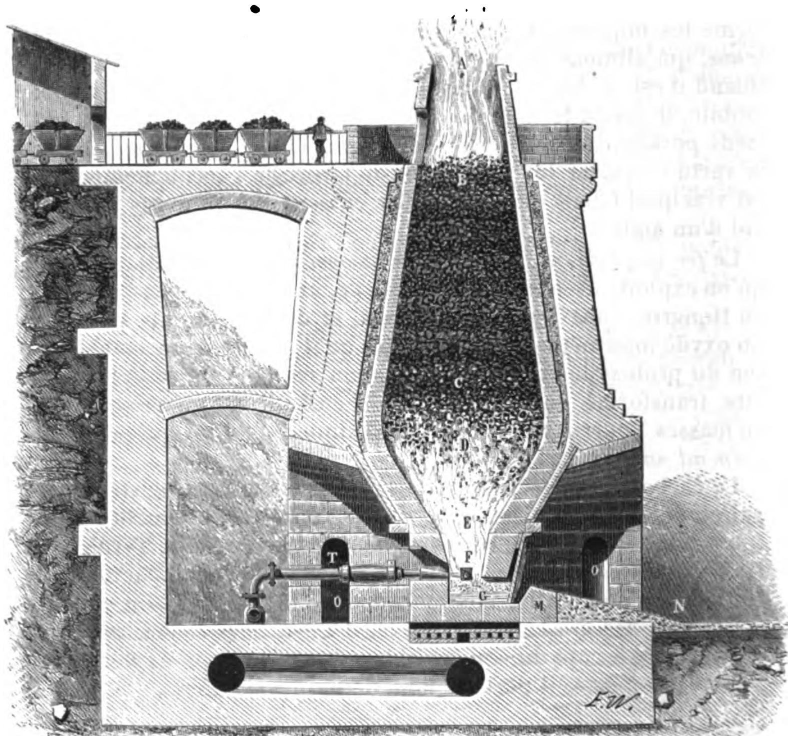



*Fig.* 276.

par leurs bases. Le supérieur BC, ou la *cuve*, est en briques réfractaires; l'inférieur DE, dit *les étalages*, est formé avec des pierres siliceuses infusibles. L'espace cylindrique CD, qui sépare ces deux troncs de cône porte le nom de *ventre*. Au-dessous des *étalages* se trouve une sorte de cylindre EF, en pierres réfractaires, appelé l'*ouvrage*; enfin, tout à fait au bas de cette immense cavité, on voit un bassin G, nommé *creuset*, qui sert à recevoir le métal fondu.

Sur trois des côtés du creuset, et un peu au-dessus, trois ouvertures reçoivent les tuyères T d'une machine soufflante, dont la puissance est

telle qu'elle peut injecter quelquefois jusqu'à 100 mètres cubes d'air par minute.

Le haut du fourneau B est désigné sous le nom de *gueulard*; il est surmonté d'une cheminée A, dans laquelle sont pratiquées des portes pour permettre le chargement. Le plus habituellement, le haut-fourneau est construit auprès d'un escarpement consolidé par de la maçonnerie, et du sommet ou du flanc de celui-ci part une terrasse qui arrive à la hauteur du gueulard. Les charges de combustible et de minerai sont amenées par des wagons roulant sur un chemin de fer qui règne sur la terrasse et la plate-forme du gueulard. On monte à la terrasse par un plan incliné.

Le haut-fourneau, chauffé au coke, a 20 mètres environ d'élévation; il n'a guère que 10 mètres lorsqu'il est alimenté par le charbon de bois, ce qui devient de plus en plus rare.

C'est par le gueulard qu'on projette alternativement le minerai et le charbon; mais on y associe toujours un troisième corps, nommé *fondant*, ayant pour objet de former, avec la gangue terreuse qui accompagne l'oxyde de fer, des silicates fusibles, afin que les particules métalliques réduites par le charbon puissent facilement se réunir. La nature de ce fondant varie nécessairement avec celle de la gangue. Tantôt c'est de l'argile (*erbue* des ouvriers), lorsque le minerai est trop calcaire; mais, le plus ordinairement, c'est du carbonate de chaux (*castine* des ouvriers), parce que la gangue la plus commune est de l'argile ou du quartz.

En général, dans les fonderies françaises, on mélange les trois matières premières dans les rapports suivants :

| | | |
|---|---|---|
| Minerai ................. | 300 | kilogr. |
| Charbon ................. | 110 | — |
| Castine ................. | 80 | — |

Lorsque le haut-fourneau a reçu sa charge complète, on y met le feu, et on fait jouer la machine soufflante, qui détermine bientôt une température très-élevée. Voici ce qui arrive alors : le charbon, en brûlant, fournit de l'acide carbonique, mais la plus grande partie de ce dernier, en passant dans les *étalages*, sur du charbon porté au rouge-blanc, se trouve ramené à l'état de gaz oxyde de carbone. Celui-ci, à son tour, en s'élevant dans la *cuve*, où la température est au rouge sombre, réagit sur l'oxyde de fer du minerai, le désoxygène et repasse à l'état d'acide carbonique; il résulte donc de là du fer métallique très-divisé interposé dans la gangue terreuse.

Lorsque le mélange de fer réduit, de gangue, de fondant et de charbon est descendu peu à peu dans les *étalages* où la température est si élevée, la *castine* qui a perdu son acide carbonique dans les régions supérieures et qui ne consiste plus alors qu'en chaux vive, attaque l'argile et les parties siliceuses de la gangue; elle forme, avec elles et avec les cendres du combustible brûlé, des silicates multiples à bases d'alumine, de chaux, de magnésie, de protoxyde de fer et de manganèse. Les nouveaux composés se fluidifient à mesure qu'ils arrivent dans l'*ouvrage*, et tombent dans le *creuset* à l'état liquide; c'est alors ce que les ouvriers nomment du *laitier*.

Pendant ce temps, le fer métallique s'unit à une certaine quantité de carbone, passe de la sorte à l'état de *fonte*, dont le nom indique assez la plus grande fusibilité, et vient tomber à son tour dans le creuset. Les deux liquides se superposent suivant leurs densités respectives : la fonte en bas, le laitier au-dessus.

Dès que la surface du bain de laitier dépasse le niveau de la paroi du creuset, qui porte le nom de *dame* M, le liquide vitreux s'écoule au dehors sur un plan incliné MN, et, en se refroidissant, il forme des plaques vitreuses et colorées qu'on entraîne avec des crochets. Le volume de ce laitier est cinq à six fois plus considérable que celui de la fonte. On s'arrange de manière à ce que celle-ci soit toujours recouverte de laitier, autrement l'air lancé par la tuyère pourrait l'oxyder.

Ce n'est qu'au bout de 12 à 24 heures, suivant les dimensions du haut-fourneau, que le creuset est rempli de fonte et qu'on peut procéder à la coulée. Pour cela, on enlève un tampon d'argile, qui jusqu'alors bouchait le *trou de coulée*, placé au bas et sur l'un des côtés de la dame; un ruisseau de métal, rouge de feu, s'élance et se répand dans les sillons triangulaires qu'on a creusés dans le sable qui recouvre le sol de la fonderie. On obtient ainsi des cylindres métalliques, à section demi-circulaire, qui sont connus dans les ateliers et le commerce sous les noms de *gueuses* et de *gueusets*, suivant leur longueur.

Souvent, on conduit le métal fondu dans de grands moules enterrés dans le fossé qui est toujours vis-à-vis du fourneau, ou bien encore on le verse, avec de grandes poches métalliques, dans des moules en bois remplis de sable, qui ne sont destinés qu'à la fabrication de petites pièces, telles que marmites, boulets, biscaïens, etc.

Depuis 1828, on a introduit dans les usines à fer une modification remarquable, qui consiste à injecter sur le minerai introduit dans les hauts-fourneaux, non de l'air froid, mais de l'air échauffé à 2 ou 300 degrés au moyen de la flamme perdue au *gueulard*. L'idée de cette substitution de l'air chaud à l'air froid appartient à M. Nielson de Glassgow qui, de concert avec MM. Mackintosh et Wilson, établit ce nouveau procédé dans les fonderies de la Clyde, en Écosse. On obtient ainsi plus de produit avec beaucoup moins de combustible, et les hauts-fourneaux fonctionnent plus régulièrement. L'économie du combustible varie de 16 à 30 pour 100, et le rendement en métal est augmenté de 2 à 10 pour 100. Mais ce procédé a le grave inconvénient de dénaturer le fer, et de rendre la fonte plus aigre, plus cassante, moins tenace, plus difficile à travailler et à affiner que la fonte produite avec l'air froid. Aussi, beaucoup d'usines sont-elles revenues à l'ancien procédé.

Ebelmen (1), qui a étudié avec tant de soin les phénomènes chimiques

(1) Ce jeune chimiste, né à Baume-les-Dames en 1814, a été enlevé subitement, en 1852, à la science qu'il cultivait avec ardeur et qu'il avait déjà enrichie d'importants travaux. Brillant élève de l'École polytechnique et de l'École des mines, il était devenu en peu d'années professeur de docimasie à cette dernière École, directeur de la manufacture de Sèvres et ingénieur en chef des mines. Sous sa direction, la manufacture de porcelaine de Sèvres fit des progrès remarquables au point de vue de l'industrie et de l'art; le moulage fut perfectionné, et la houille substituée au bois

qui se passent dans l'intérieur des hauts-fourneaux, nous a fait connaître, en 1839 et 1841, la nature des gaz produits dans les diverses régions de ces appareils. Le tableau suivant montre combien ils diffèrent et permet d'entrevoir la succession des effets d'oxydation et de désoxydation qui ont lieu dans toute la hauteur de l'immense cavité où la température est si variable.

COMPOSITION DES GAZ EXTRAITS D'UN FOURNEAU AU COKE.

| | VOISINAGE de LA TUYÈRE. | A $0^{m},67$ au-dessus de LA TUYÈRE. | AU GRAND VENTRE. | A LA MOITIÉ de LA CUVE. | AU GUEULARD. |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide carbonique.. | 8,11 | 0,16 | 0,17 | 0,68 | 7,15 |
| Oxyde de carbone. | 16,53 | 36,15 | 34,01 | 35,12 | 28,37 |
| Hydrogène ....... | 0,26 | 0,99 | 1,35 | 1,48 | 2,01 |
| Azote............ | 75,10 | 62,70 | 64,47 | 62,72 | 62,47 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

La présence de l'hydrogène s'explique en sachant que l'air lancé par les tuyères est toujours très-humide, et que la vapeur d'eau est décomposée par le charbon incandescent.

Les gaz qui sortent du gueulard sont donc très-combustibles; aussi, quand on les allume à leur sortie, ils brûlent dans la cheminée avec une longue flamme transparente, qui persiste indéfiniment. Mais ils brûlent là, en pure perte, en dégageant deux fois autant de chaleur que celle qui a été utilisée dans le haut-fourneau lui-même.

Dès 1814, M. Berthier a signalé toute l'importance qu'il y aurait à tirer parti de cette énorme chaleur perdue. Dans nombre d'établissements, on l'applique maintenant au chauffage de l'air ou des chaudières à vapeur, à la torréfaction du bois qui sert en place de charbon à la réduction du

dans la cuisson des pâtes. C'est également à Sèvres qu'il parvint à produire des pierres précieuses, *corindon, spinelle, péridot, émeraude*, etc., en cristaux parfaits et tout aussi belles que les espèces naturelles. L'étude de l'éther silicique lui fit découvrir les moyens de créer deux autres minéraux, l'*hyalite* et l'*hydrophane*. En portant son attention sur les actions mutuelles de l'air, des eaux et des roches superficielles, Ébelmen reconnut l'influence qu'elles exercent sur la constitution chimique de l'air, qui change sans cesse et détermine les altérations que la surface du globe subit constamment. Mais ce qui a surtout rendu son nom célèbre, ce sont ses recherches si neuves sur la composition des gaz des hauts-fourneaux, sur la théorie de la carbonisation, et sur la réduction des minerais de fer. M. Dumas a dit avec raison que l'une des plus difficiles questions de la métallurgie, le travail des hauts-fourneaux n'a plus de mystères, grâce aux analyses si délicates et si patientes d'Ebelmen. Les mémoires de ce regrettable savant ont été réunis par M. Salvétat sous le titre de : *Recueil des travaux scientifiques de M. Ébelmen.* Paris, 1855, 2 vol. in-8°.

minerai de fer, à la cuisson de la chaux ou des briques, à la seconde fusion de la fonte, au soudage du fer, etc.

Dans les grands appareils dont je viens de parler, la production de la fonte est continue, car une fois qu'un haut-fourneau est allumé, on n'arrête sa marche que pour y faire des réparations, ce qui n'arrive souvent qu'au bout de 12 à 15 mois; les charges se succèdent sans interruption, et chaque jour on en extrait de 8 à 12 tonnes de fonte, parfois même jusqu'à 18 tonnes.

La fonte joue dans l'industrie un rôle considérable, tout à fait différent de celui du fer; mais elle varie dans ses propriétés, autant d'après la nature du minerai que par la température à laquelle la réduction a eu lieu. Toutes les nombreuses variétés de fontes du commerce peuvent se réduire à deux principales : la *fonte blanche* et la *fonte grise*.

La première est très-dure, lamelleuse, cassante, et se laisse difficilement travailler. Elle possède un éclat métallique, et parfois une nuance blanc d'argent. Sa densité varie entre 7,44 et 7,84. Elle fond entre 1050 et 1100°; mais elle reste toujours à l'état de fusion pâteuse. Elle est spécialement réservée pour la préparation du fer et de l'acier.

La *fonte grise* est douce, grenue, moins cassante, et peut être tournée et forée. Elle est d'un gris foncé et quelquefois d'un gris clair. Sa densité varie entre 6,79 et 7,05. Elle n'entre en fusion qu'à 1200°, mais elle devient très-fluide; c'est ce qui la rend si propre au moulage. C'est elle qu'on emploie presque exclusivement à la confection des objets moulés, après lui avoir fait subir une nouvelle fusion. C'est avec elle qu'on construit ces nombreux instruments, ces machines à vapeur, auxiliaires si puissants du génie de l'homme, qu'on élève ces bornes, ces parapets, ces piliers, ces grilles qui ornent nos villes et nos demeures; qu'on établit ces conduits qui semblables aux mille petits vaisseaux faisant circuler le sang dans toutes les parties du corps, sillonnent en tous sens le dessous du pavé de nos cités, et vont distribuer partout l'eau si nécessaire à la vie, et le gaz lumineux qui embellit nos places publiques et nos magasins.

Depuis une douzaine d'années, grâce aux efforts de l'industrie métallurgique, les fontes grises sont devenues aussi propres que le bronze à prendre les impressions; l'exposition universelle de 1855 en a surtout offert des preuves irrécusables. Les beaux-arts se sont donc emparés de cette matière, si peu coûteuse (en moyenne, 12 fr. les 100 kil.), pour la confection de statues, d'objets de décoration, de vases d'ornement, pour la reproduction d'œuvres de sculpture destinées à figurer en plein air. M. Calla père a été le créateur de ces nouvelles applications artistiques. Il est à regretter que la grande oxydabilité de cette matière, son

défaut de poli, et sa friabilité relative la placent dans un rang si inférieur par rapport au bronze.

Les fontes sont essentiellement composées de fer, de carbone et de silicium. On y rencontre accidentellement du manganèse, du phosphore et du soufre. La proportion de toutes les matières étrangères au fer varie de 5 à 6 pour 100, sur lesquels le carbone entre généralement pour 2 à 2 1/2. Les fontes blanches contiennent toujours moins de silicium et de phosphore, mais plus de manganèse que les fontes grises.

Ce qui surtout différencie les deux espèces de fonte dont il est question, c'est l'état sous lequel s'y trouve le carbone. — Dans la *fonte blanche*, il est réparti uniformément dans toute la masse, et semble plutôt combiné que mélangé au fer. Dans la *fonte grise*, au contraire, la majeure partie du carbone est irrégulièrement distribuée, sous forme de petites paillettes, semblables à celles du graphite. Aussi, lorsqu'on dissout cette dernière sorte de fonte dans un acide, elle laisse toujours un résidu noir de graphite, tandis qu'avec la fonte blanche il n'y a aucun résidu charbonneux; tout le carbone qu'elle contient passe entièrement à l'état d'un carbure d'hydrogène fétide qui se dégage en même temps que l'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau par le fer.

Ajoutons que la fonte grise que l'on fait fondre et qu'on refroidit brusquement en la coulant dans l'eau froide, prend tous les caractères de la fonte blanche, sans doute parce que le carbone également répandu dans la masse fluide n'a pas le temps de cristalliser et de s'isoler en paillettes; de même que la fonte blanche, fondue et abandonnée à un refroidissement très-lent, se change en fonte grise, parce que les molécules charbonneuses peuvent se réunir sous la forme de graphite cristallisé.

L'industrie a su tirer un excellent parti de ces changements de constitution physique qu'on peut provoquer dans les fontes au moyen de la trempe et de la détrempe. On a souvent besoin d'avoir des objets à surfaces dures, sans être cassants pour cela; tels sont, par exemple, les cylindres qu'on destine au laminage des métaux. Dans ce cas, après avoir liquéfié les fontes grises les plus carburées, on les coule dans des moules épais en fer ou en fonte, qui sont très-bons conducteurs de la chaleur. Les portions de liquide qui touchent aux parois des moules, étant brusquement refroidies, passent à l'état de fonte blanche, presque aussi dure que l'acier, alors que les parties intérieures, restant fort longtemps liquides, donnent de la fonte grise graphiteuse, douce et malléable.

L'*affinage* de la fonte, c'est-à-dire sa conversion en fer ductile et malléable, consiste à la chauffer fortement au contact de l'air, afin d'oxyder le carbone et les autres matières étrangères. Cette opération se pratique

dans un fourneau, ressemblant assez aux forges ordinaires (*fig.* 277), mais présentant une cavité carrée *ab*, où l'on place la fonte avec du charbon de bois. La combustion est activée par le vent d'une machine soufflante. La fonte est placée sur le charbon, par conséquent au-dessus de la tuyère *t*; elle entre en fusion et tombe au fond du creuset, sous la forme de gouttes; mais comme celles-ci passent sous le vent de la tuyère, elles s'oxydent à leur surface; c'est ensuite l'oxygène de l'oxyde qui brûle le carbone de la fonte en passant à l'état d'oxyde de carbone. Le silicium, le phosphore, le manganèse sont oxydés en même temps, et il se forme des silicates multiples de fer, de manganèse, de chaux, mélangés de phosphates, qui fondent et restent interposés dans la masse métallique; lorsque celle-ci est réunie au fond du creuset, elle est déjà en partie affinée.

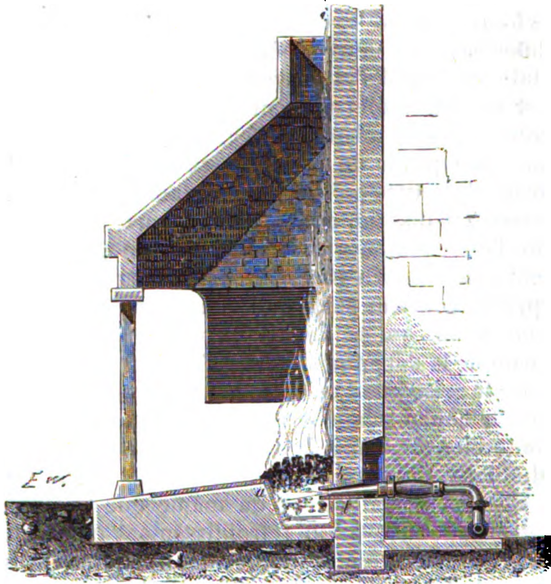


*Fig.* 277.

A mesure que le fer se décarbure et se purifie, il devient moins fusible et s'isole en grumeaux au milieu du bain. L'ouvrier les soulève avec son ringard et les ramène au-dessus du combustible, en augmentant le feu et la rapidité du soufflet. La fonte, soumise ainsi à une nouvelle action oxydante plus énergique que la première, éprouve une nouvelle décarburation et donne encore des scories fluides. Le fer nage alors au milieu de celles-ci en grumeaux spongieux, que l'ouvrier rassemble en une seule masse, appelée *loupe* ou *renard*, qu'il enlève avec une pince et qu'il traîne sur une plaque de fer dont est garni le sol de l'atelier. Au même instant, plusieurs ouvriers en font suinter de toutes parts les scories ou laitier, en la frappant avec de lourds marteaux, et lui donnent une forme à peu près sphérique. On la porte ensuite sous un énorme marteau dont la tête

pèse de 300 à 600 kil., afin de la comprimer plus fortement. Ce marteau s'appelle *marteau à soulèvement*; en voici la figure (278). C'est là ce qu'on

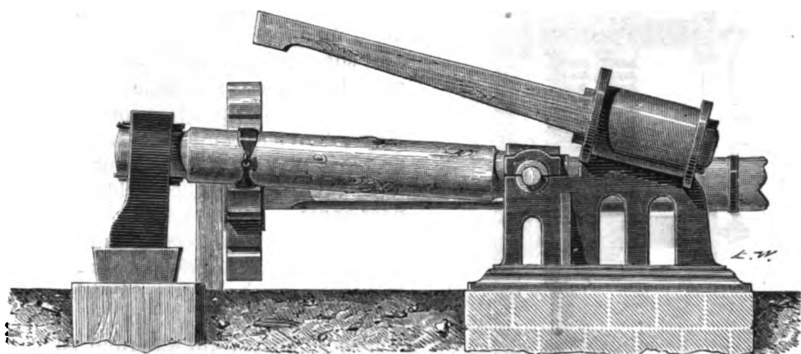


*Fig.* 278.

appelle dans les ateliers *cingler la loupe*, opération fort importante pour en chasser les matières vitreuses, en bien souder toutes les parties et obtenir une masse homogène et bien unie. Le fer est le seul métal qui puisse s'agglomérer ainsi, ou *se souder*, comme on dit, sans substance intermédiaire.

La *loupe* ne peut prendre, au premier cinglage, la forme de barre qu'elle doit avoir par la suite. On est obligé de la reporter dans le fourneau, et lorsqu'elle est convenablement chaude, on la replace sous le martinet pour la forger de nouveau. Ce n'est qu'au quatrième feu ou *chauffe* que la loupe est entièrement forgée en barres et qu'elle peut être livrée au commerce (1).

Souvent, au lieu de battre la loupe sous le martinet, on la fait passer, au sortir du fourneau, entre des cylindres cannelés qui la compriment fortement et lui donnent la forme de barres. Ordinairement, dans ce qu'on appelle un *train de laminoir* (*fig.* 279), il y a une première paire de cylindres à cannelures carrées A, A', de grandeurs insensiblement décroissantes, qui façonnent la loupe en barres à section carrée, puis une seconde paire de cylindres à cannelures rectangulaires B, B', entrant les unes dans les autres, qui transforment les barres carrées en barres plates.

Le procédé d'affinage dont il vient d'être question, encore suivi dans beaucoup d'établissements français, est connu sous le nom d'*affinage au petit foyer*. On l'appelle encore *procédé comtois*, parce qu'il a d'abord été exclusivement employé dans les usines de la Franche-Comté. Il

(1) *Forger* le fer, c'est le frapper lorsqu'il est rougi au feu; *écrouir* le fer, c'est le frapper à froid, sur une enclume, avec un marteau. Ce sont donc deux opérations bien distinctes : la dernière donne au fer plus de nerf et de densité, la première lui fait prendre toutes les formes qu'on veut.

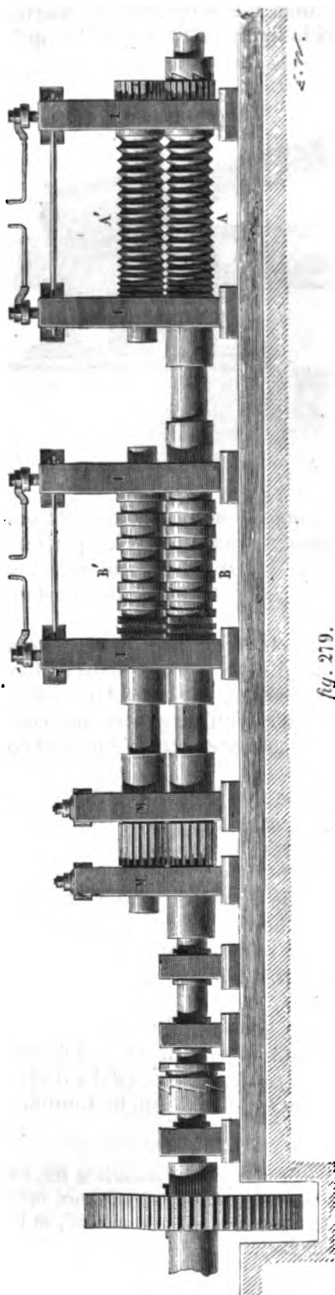


fig. 279.

donne généralement de 72 à 76 kil. de fer ductile par chaque quintal métrique de fonte.

Mais depuis une vingtaine d'années, un procédé plus économique s'est substitué presque partout au précédent ; c'est l'affinage au coke ou à la houille, par la *méthode anglaise*, dont les premiers essais datent de 1784, mais qui n'a été rendu pratique par M. Corte que quelques années après.

Ce procédé comprend trois opérations distinctes : le *finage* ou *mazéage*, le *puddlage* et le *ballage* ou *réchauffage*.

Dans le *finage*, qui a surtout pour but d'enlever à la fonte presque tout son silicium, ainsi que le soufre et le phosphore, on se sert de fourneaux, dits *fineries*, qui diffèrent peu des fours comtois d'affinage. On chauffe la fonte dans un creuset rectangulaire rempli de coke sur lequel six tuyères lancent une grande masse d'air. La fonte coule à travers le combustible, et passe ensuite dans de larges rigoles placées au-dessous du creuset ; elle s'y solidifie en plaques plus ou moins boursouflées ; elle est blanchâtre, aigre et cassante. C'est alors ce qu'on appelle le *fine-métal*.

Dans la deuxième opération, dite *puddlage*, qui doit décarburer la fonte et achever son affinage, on ne met plus le métal en contact direct avec le combustible. On fait usage d'un véritable four à réverbère sur la grille duquel on brûle de la houille, tandis que le *fine-métal* est placé sur la sole légèrement inclinée, après avoir été mélangé avec des *battitures* (oxyde noir qui se détache en écailles du fer incandescent que l'on martelle).

Dans la figure 280, on voit en A le foyer avec sa grille, en B la porte du foyer, en E la porte qui sert au travail pendant l'opération, en C l'autel qui sépare le foyer de la sole, en D la

sole en fonte ou en briques réfractaires, enfin en G la cheminée de 15 mètres de hauteur, portant à son sommet un registre que du bas de l'atelier on peut ouvrir et fermer à volonté au moyen d'une chaîne. Les

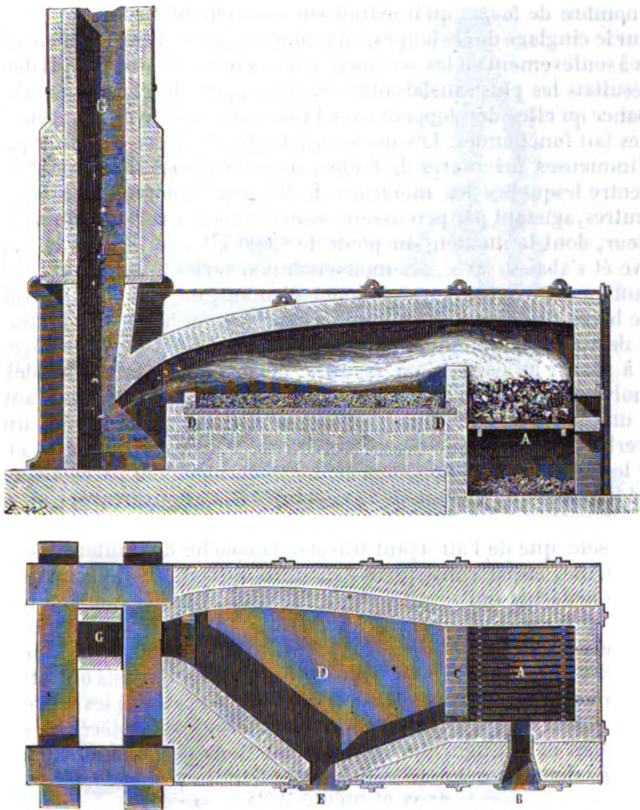



*Fig.* 280.

murs du four sont recouverts de plaques de fonte maintenues par des tirants en fer.

Voici comment on procède au puddlage du fine-métal. Le four étant chauffé au rouge blanc par la flamme de la houille, on répand sur la sole, par l'ouverture E, 200 à 250 kilogr. de fine-métal et 50 kilogr. environ de battitures. Le métal entre rapidement en fusion; on le brasse vivement avec un ringard. L'oxygène des battitures enlève peu à peu le carbone à la fonte, en produisant de l'oxyde de carbone qui brûle en petites flammes bleues à la surface de la pâte. Celle-ci s'épaissit de plus en plus. Lorsque l'ouvrier, qui continue à remuer le mélange, s'aperçoit

que l'affinage est suffisamment avancé, il fait écouler les scories par une ouverture spéciale; il porte, en même temps, la température du four au blanc soudant; puis, au moyen du ringard, il réunit, pétrit et soude les petits fragments de fer pulvérulent, et en forme ainsi un certain nombre de *loupes* qu'il extrait successivement du four.

Pour le cinglage de ces loupes, on remplace aujourd'hui les anciens marteaux à soulèvement ou les *martinets*, par des machines-outils qui donnent les résultats les plus satisfaisants sous le rapport de l'économie et de la puissance qu'elles développent sous l'influence directe de la vapeur d'eau qui les fait fonctionner. Les unes sont des presses, des rouleaux pesants ou d'immenses mâchoires de fonte à surfaces planes légèrement cannelées entre lesquelles les morceaux de fer sont violemment comprimés. Les autres, agissant par percussion, sont ces *marteaux-pilons* ou *marteaux à vapeur*, dont le mouton du poids de 8,000 kil., poussé par la vapeur, s'élève et s'abaisse avec des mouvements si variés, qu'on peut, en le dirigeant aussi facilement qu'un jouet d'enfant, ou rompre une volumineuse barre de fer ou casser une noisette sans en briser l'amande.

La dernière opération de l'affinage, le *ballage* ou le *réchauffage*, consiste à réunir en paquets ou *trousses*, des barres de fer puddlé débitées en morceaux de 2 décimètres, et à les chauffer jusqu'au blanc soudant dans un four spécial dit *four à réchauffer* (*fig.* 281). C'est encore un four à réverbère, n'ayant que deux ouvertures : F, celle du foyer A, et celle pour le chargement des paquets D; cette dernière est placée à l'arrière, immédiatement au-dessous de la cheminée E. Ces ouvertures sont maintenues fermées aussi complétement que possible, afin qu'il ne pénètre dans la sole que de l'air ayant traversé la couche de combustible en feu sur la grille, et par conséquent dépourvu d'oxygène; de cette manière, on évite le déchet qui résulterait de l'oxydation du fer que l'on chauffe. On voit en B un pont de briques réfractaires destiné à garantir le fer du feu direct du foyer. C est la sole; G, G sont des plaques de fonte qui garnissent l'extérieur du fourneau — Lorsque les paquets ont atteint la température du blanc soudant, on les retire les uns après les autres, et on les fait passer sous les trains du laminoir. Toutes les pièces se soudent intimement et donnent des barres bien homogènes. En répétant ces *corroyages* deux et même trois fois, on obtient le *fer ductile* de première qualité.

Par la méthode anglaise, on réalise 90 pour 100 de la fonte en *fine-métal* qui ne perd par le puddlage que 7 à 8 pour 100 de son poids.

Toutes les houilles ne peuvent pas convenir au traitement du fer, en raison du soufre qu'elles introduisent dans le métal. On a grand soin de choisir les moins pyriteuses. M. Calvert, professeur de chimie à Manchester, a trouvé, en 1850, un moyen très-simple et très-efficace de rendre toutes les houilles propres aux opérations métallurgiques; c'est d'y ajouter une certaine quantité de sel marin au moment où on les convertit en coke. Sous l'influence de la chaleur, le bisulfure de fer est transformé en protosulfure qui, avec le chlorure de sodium, donne lieu à la production de sulfure de sodium et de chlorure de fer. Ce dernier réagit, à une haute température, sur la vapeur d'eau, produit de l'acide chlorhydrique qui se dégage et de l'oxyde de fer que le charbon ramène à l'état métallique. Quant au soufre et au sodium, ils passent dans les scories.

Le procédé de M. Calvert a été adopté dans plusieurs usines d'Écosse

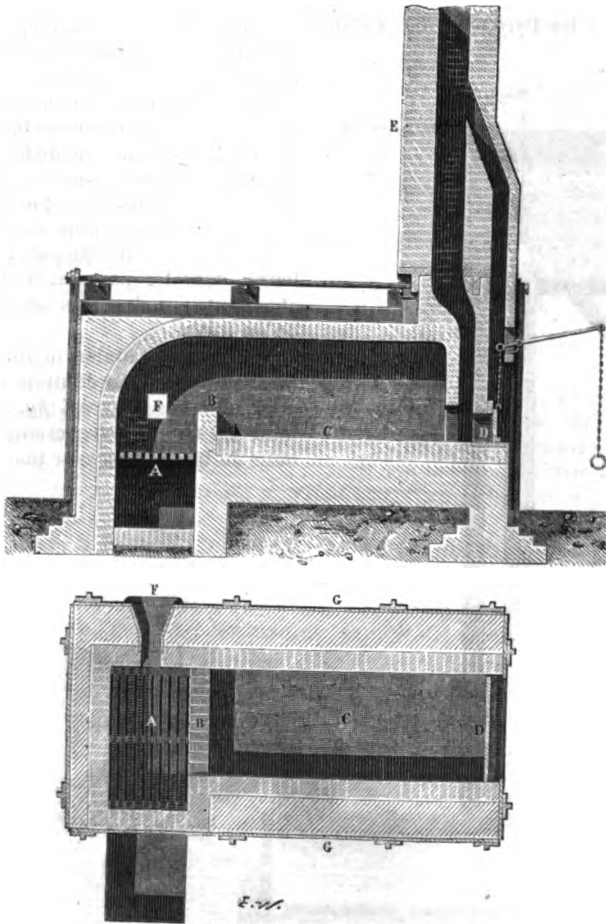



*Fig.* 281.

et du pays de Galles. Le fer obtenu par l'usage du coke ainsi épuré a une fibre très-longue et très-résistante.

Dans ces derniers temps, on a fait usage de la tourbe pour puddler la fonte, réchauffer et corroyer le fer. On a essayé dans les hauts-fourneaux et les feux d'affinerie l'usage du bois vert, du bois sec, du bois torréfié ou à demi carbonisé, et l'on est même revenu à l'emploi de la houille dans les hauts-fourneaux. L'usage du bois torréfié, imaginé par Houzeau-Muiron et Feauvau-Deliart, paraît offrir une économie notable

sur tous les autres combustibles. Ce bois est torréfié dans des caisses de fonte chauffées à l'extérieur par la flamme perdue des hauts-fourneaux.

Dans les Pyrénées, en Catalogne, en Italie, en Corse, en Prusse, en Norwége, on traite les minerais de fer dans des fourneaux très-bas, et, en une seule opération, on obtient du fer ductile. Cette méthode très-expéditive, la plus ancienne de toutes, qui s'appelle *méthode catalane* ou *française*, n'est employée que pour le traitement des minerais très-fusibles et très-riches, uniquement, d'ailleurs, dans les pays où le bois est abondant, car c'est avec son charbon qu'on travaille.

Un fourneau catalan ne diffère pas beaucoup d'un four comtois. C'est, en effet, un creuset carré E (*fig.* 282) profond de 7 à 8 décimètres et emprisonné dans un massif de grosse maçonnerie

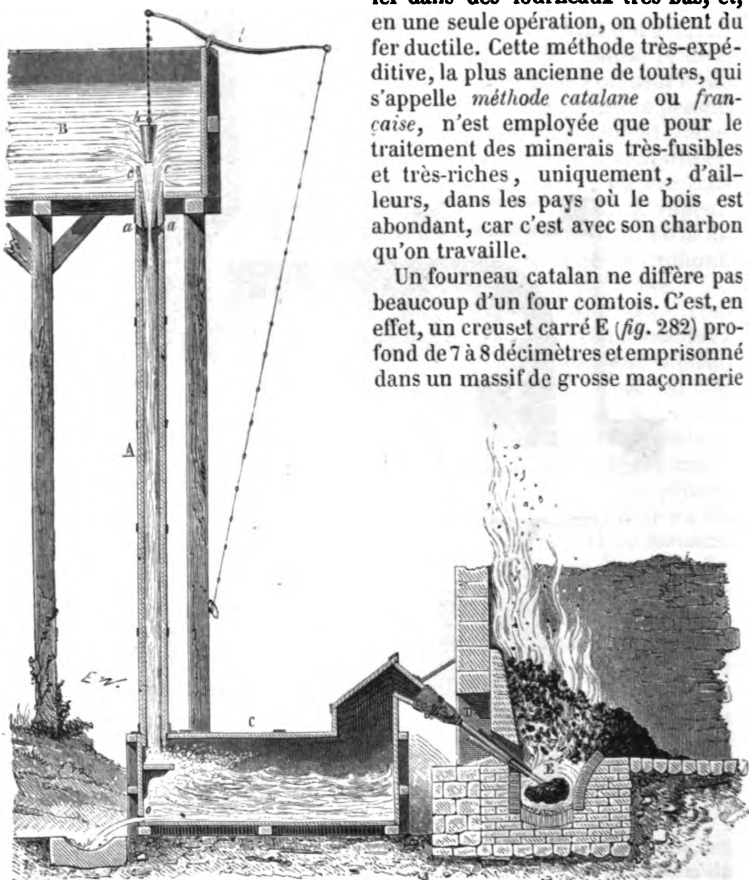



*Fig.* 282.

en pierres sèches reliées avec de l'argile. La tuyère D d'une soufflerie BAC est inclinée de 36 à 40° sur l'un des bords du creuset. Dans celui-ci, on fait deux tas distincts, l'un de minerai, l'autre de charbon, ce dernier double du premier, et on y met le feu. Le creuset est rempli des deux matières qui surplombent même de quelques décimètres. On élève progressivement la température au moyen de la soufflerie qu'on fait marcher de

plus en plus fort. A mesure que la combustion marche, les deux tas s'affaissent; on ajoute de nouveau charbon, et par-dessus de petites quantités de minerai pulvérulent arrosé d'eau.

Le charbon, en brûlant sous le vent de la tuyère, produit d'abord de l'acide carbonique, mais bientôt celui-ci passe à l'état d'oxyde de carbone par le contact du charbon incandescent. C'est cet oxyde de carbone qui, s'élevant à travers la masse du minerai, lui enlève son oxygène pour reformer de l'acide carbonique, et mettre le fer en liberté. Mais une partie de ce dernier reste à l'état de protoxyde qui s'unit aux différents principes de la gangue et donne lieu à des silicates multiples, notamment à des silicates doubles d'alumine et de protoxyde de fer; ces laitiers très-fusibles coulent dans le creuset, d'où on les fait sortir de temps en temps. Ce n'est guère qu'au bout de deux heures de chauffe, que le fer métallique commence à se montrer; après la cinquième heure, l'ouvrier rassemble les grumeaux pour en faire une loupe spongieuse qui est portée sous le martinet et ensuite façonnée en barres sous le marteau.

100 parties de minerai ne produisent pas plus de 33 parties de fer marchand par la méthode catalane, attendu qu'une quantité très-notable de métal reste dans les laitiers. Le fer obtenu est presque toujours entremêlé de petits grains d'acier; aussi ne se laisse-t-il pas laminer aussi facilement que celui qui provient de l'affinage des fontes grises.

En 1847, il y avait, en France, 101 mines et 980 minières de fer exploitées par 15,669 ouvriers et produisant 34,636,948 quintaux métriques de minerais représentant une valeur de 9,432,250 francs.

A la même époque, les usines exploitant ces minerais, produisaient :

| | QUINTAUX MÉTRIQUES. | VALEUR. | PRIX du QUINT. MÉTR. |
|---|---|---|---|
| | | fr. | fr. c. |
| En fonte au charbon de bois... | 3,394,327 | 47,723,276 | 18 50 |
| — au coke............. | 2,521,575 | 38,695,853 | 14 20 |
| En gros fer au charbon de bois. | 945,876 | 48,260,102 | 45 80 |
| — à la houille....... | 2,821,497 | 101,481,008 | 36 » |
| En fonte de deuxième fusion.. | 1,096,486 | 42,635,209 | 38 90 |
| En petits fers, tôles, etc....... | 1,238,606 | 61,162,364 | 49 38 |
| En aciers de diverses sortes... | 126,707 | 10,659,274 | 100 73 |

On ne peut guère évaluer à moins de 200 millions de francs la valeur créée par cette seule industrie du fer. Dans les années suivantes, tous les chiffres précédents ont singulièrement baissé, par suite des agitations politiques, mais depuis 1852, ils ont remonté, et aujourd'hui ils doivent être égaux, sinon supérieurs à ceux

de 1847, qu'on peut considérer comme une année normale. Vous comprenez maintenant, Messieurs, quelle haute importance le gouvernement doit attacher à la production et aux transformations du fer, la seule grande richesse métallurgique, à proprement parler, exploitée en France.

Le fer obtenu par l'un ou l'autre procédé ne peut être absolument pur. Le fer en barres le mieux préparé contient encore à peu près 1/2 p. 100 de charbon, et environ 1/2 millième de silicium. Lorsqu'il renferme du soufre, de l'arsenic ou du cuivre, il a le défaut d'être cassant, quand on le forge à la chaleur rouge ; on le connaît dans le commerce sous le nom de *fer rouverin.* S'il contient du phosphore, il se laisse bien traiter à chaud, mais il se brise quand on veut le ployer après le refroidissement. On le nomme *fer cassant à froid.* Cette sorte de fer ne peut être écrouie, ni tirée à la filière.

La présence du carbone dans le fer, loin de lui nuire, comme celle des autres substances, lui donne, au contraire, des qualités qui le rendent plus avantageux dans ses usages pour les arts. Il en acquiert, sans devenir cassant, une certaine force qui disparaît avec le carbone. En effet, le fer tout à fait pur est trop flexible, trop tendre, trop exposé à l'usure.

Ce qu'on appelle la *tôle* n'est autre chose que du fer réduit à une très-faible épaisseur au moyen du martinet ou du laminoir. La tôle un peu épaisse, qui sert actuellement à la confection des chaudières à vapeur, porte le nom de *tôle forte*, et quelquefois celui de *fer noir* dans le commerce. La *tôle mince* est destinée à la fabrication du *fer-blanc*. Celui-ci est tout simplement de la tôle recouverte, sur ses deux faces, d'une couche très-mince d'étain pur. Garanti ainsi par ce métal peu altérable, le fer a une durée bien plus longue, et peut être utilisé dans un bien plus grand nombre de cas que lorsqu'il est dans son état ordinaire.

Pour obtenir le fer-blanc, dont la fabrication a pris naissance en Allemagne, on décape parfaitement la tôle, en la plongeant dans de l'acide sulfurique étendu, qui dissout la pellicule d'oxyde ; on la frotte ensuite avec du sable, on la plonge dans du suif fondu, puis dans un bain d'étain couvert de suif. Au bout d'une demi-heure on la retire, retenant à sa surface une partie d'étain, qui bientôt se solidifie. Chaque mètre carré de surface de la tôle retient de 130 à 140 grammes d'étain. Ce n'est pas une simple superposition de l'étain sur le fer ; la couche du premier, immédiatement en contact avec la lame de tôle, y est réellement combinée, en sorte qu'il faut considérer le fer-blanc comme

formé d'une lame de tôle, d'un alliage de fer et d'étain, enfin, d'une couche plus ou moins épaisse d'étain.

Le fer-blanc présente l'aspect de l'étain ; il en a l'éclat et la couleur. Il conserve son brillant à l'air mieux que l'étain lui-même, en raison de l'action galvanique qui se produit entre les deux métaux, l'étain étant négatif à l'égard du fer. Mais la moindre fissure qui met le fer à découvert ne tarde point à occasionner une tache de rouille ; car, en raison de cet effet galvanique, le fer est devenu plus oxydable qu'il ne le serait par lui-même.

Le fer-blanc, dit *brillant doux*, est confectionné avec de l'étain pur ; celui qu'on appelle *terne doux* est fait avec un alliage composé de 2 parties de plomb et 1 partie d'étain. Dans l'usine de Montataire (Oise), on étame la tôle avec du plomb seul, afin d'avoir pour les couvertures de bâtiments un métal moins cher et moins lourd que le plomb, moins cher, moins combustible et plus solide que le zinc.

Le fer-blanc anglais a longtemps eu la suprématie sur celui des autres pays ; mais aujourd'hui nos fabriques fournissent des produits au moins aussi bons. C'est Colbert qui attira d'Allemagne en France les premiers manufacturiers en fer-blanc ; ils s'établirent à Chenesey, en Franche-Comté, et à Beaumont-la-Ferrière, en Nivernais ; mais bientôt, divisés entre eux, faiblement protégés et dégoûtés du pays, ils s'éloignèrent. Sur la fin de la minorité de Louis XV, il s'éleva à Strasbourg une manufacture de fer-blanc ; quatre autres usines semblables furent créées dans le courant du dix-huitième siècle.

Si l'on passe sur le fer-blanc, légèrement chaud, une petite éponge imbibée d'eau aiguisée d'acides azotique et chlorhydrique, on enlève la couche superficielle de l'étain, et l'on met à nu celle qui adhère au fer et qui a cristallisé pendant son refroidissement. On fait ainsi apparaître, comme vous le voyez, dès cristallisations très-variées et des dessins chatoyants d'un très-bel effet. C'est ce qu'on appelle le *moiré métallique*.

Proust, chimiste célèbre, contemporain de Lavoisier, et mort à Paris en 1826, avait remarqué, depuis longtemps, les cristallisations qu'un acide met à découvert sur une lame étamée avec de l'étain pur. Ce n'est pourtant que vers 1816 qu'un nommé Allard tira vraiment parti de cette propriété et sut en faire naître une industrie nouvelle et très-étendue. Elle eut une vogue immense, mais éphémère, et Allard fut ruiné par les nombreux contrefacteurs qui s'emparèrent de sa découverte, malgré le brevet d'invention que le Gouvernement lui avait accordé gratuitement, le 3 décembre 1816.

On modifie presque à volonté la cristallisation de l'étain sur la feuille de tôle, et par suite l'aspect du moiré, qui offre tantôt des

dessins très-petits, comme ceux du granite, tantôt des feuilles, des étoiles, des nodules plus ou moins larges, qu'on rend encore plus apparents en les recouvrant d'un vernis coloré.

Les fourchettes de fer sont étamées par un procédé analogue à celui qui sert pour la fabrication du fer-blanc. On les récure avec du sablon, on les essuie bien, on les plonge dans un bain d'étain couvert de sel ammoniac, et on les frotte avec des étoupes pour bien égaliser la couche d'étain qui doit y adhérer. — Il en est de même des ustensiles en fer battu, qui remplacent maintenant, avec tant d'avantages, la chaudronnerie, la ferblanterie, la fonderie et la poterie d'étain. Le fer battu jouit, en effet, d'une grande solidité, et la modicité de son prix le met à la portée de toutes les classes. Ce n'est guère que depuis une trentaine d'années qu'on en fabrique en France; cette industrie s'exerce annuellement sur une valeur de 2 millions de francs.

L'*acier* est du fer combiné à quelques millièmes seulement de carbone et de silicium. C'est un carbure de fer, contenant généralement moins de carbone que la fonte. La découverte de ce composé et des instruments tranchants est enveloppée de la plus grande obscurité. Les Orientaux surent de bonne heure préparer l'acier, et ce sont eux qui enseignèrent cet art, comme tant d'autres, aux nations européennes. C'est surtout à partir du dixième siècle que les armes blanches furent fabriquées avec cette substance; toutefois, ce n'est guère que vers le treizième siècle qu'on commença à faire usage d'épées. Les petits instruments d'acier, tels que couteaux, ciseaux, ne furent connus que plus tard. On ne vendit des aiguilles, en Angleterre, que sous le règne de la reine Marie, et des épingles, qu'à la fin du règne de Henri VIII. Ce n'est qu'en 1604 que la fabrication de l'acier fut introduite en France par Camus, qui établit un atelier de fonderie à Paris, à l'embouchure de la rivière des Gobelins. Tout l'acier qu'on employait alors en France, venait en grande partie du Piémont, d'Allemagne et de Hongrie.

L'acier acquiert un très-bel éclat par le poli. Il est plus fusible, plus malléable, mais moins ductile que le fer. Ce qui le distingue surtout de ce dernier, c'est la faculté d'acquérir des propriétés toutes nouvelles, lorsque après l'avoir fait rougir, on le refroidit brusquement en le plongeant dans l'eau froide. Il devient alors très-élastique, moins dense, moins ductile et moins malléable, plus dur et très-cassant à froid. Sa dureté est tellement exaltée, qu'il raie le verre et résiste aux meilleures limes. Dans cet état, on l'appelle *acier trempé*. On ignore tout à fait ce qui se passe dans la *trempe* de l'acier, quelles sont les modifications physiques qu'il

éprouve, bien que ce phénomène ait fixé depuis longtemps l'attention des physiciens et des artistes.

En ne chauffant l'acier trempé que jusqu'au moment où sa surface se colore, c'est-à-dire en deçà du point où il a subi la trempe, et le laissant ensuite refroidir lentement, ou ne le plongeant dans l'eau froide qu'au bout d'un temps plus ou moins long, on pratique l'opération du *recuit*, qui a pour objet de donner à l'acier des degrés de dureté et d'élasticité variables et appropriés au genre de fabrication auquel on le destine. C'est parce que l'acier prend rarement à la trempe le degré de dureté qui convient à l'usage qu'on veut en faire, qu'on le soumet au *recuit*.

Indépendamment de la trempe, il y a encore un autre moyen de distinguer l'acier du fer. C'est de déposer à sa surface une goutte d'acide sulfurique affaibli. Il se produit une tache noire à cause du charbon mis à nu, tandis que sur le fer il n'apparaît qu'une tache verdâtre que l'eau enlève aisément. Le même moyen peut servir à constater l'homogénéité d'un acier. Dans ce cas, les taches noires formées par l'acide doivent avoir la même intensité de couleur.

Enfin, l'acier est plus attirable à l'aimant, et conserve plus longtemps que le fer la propriété magnétique qu'on lui a communiquée; voilà pourquoi les aimants artificiels sont préparés avec lui.

Il y a quatre espèces d'acier dans le commerce : 1° l'*Acier naturel* ou *acier de fonte*, que l'on obtient en affinant la fonte blanche ou en traitant les minerais de fer très-riches par la méthode catalane. C'est l'espèce la plus commune, celle avec laquelle on fabrique les sabres, les épées, les fleurets, les scies, les ressorts de voiture, la grosse coutellerie, les instruments aratoires, etc.

2° L'*Acier de cémentation* ou *acier poule*, que l'on prépare en chauffant fortement du fer en barre au milieu d'une poussière composée de charbon, de suie, de cendres et de sel marin. On l'emploie à la fabrication des limes, des objets de quincaillerie. On le soude au fer pour armer des marteaux, des cisailles, des enclumes, etc.

3° L'*Acier fondu* ou l'*acier fin*, qui s'obtient par la fusion des deux autres aciers, et qui par conséquent est bien plus homogène. C'est Benjamin Huntsmann qui le prépara le premier, à Handsworth, près Sheffield, en 1740. Comme cet acier peut acquérir par la trempe une dureté et une ténacité très-grandes, il sert à la confection des burins et des ciseaux capables de couper la fonte, le fer et les autres aciers. C'est celui qui prend le plus beau poli : aussi l'emploie-t-on de préférence pour la belle coutellerie fine, la bijouterie d'acier, les ressorts de montre, les instruments de chirurgie, les coins des monnaies, les laminoirs, etc.

On est parvenu à souder l'acier fondu au fer, aussi l'usage du premier est-il devenu plus commun. Les instruments dont le dos est en fer, sont préférables à ceux qui sont entièrement en acier, parce qu'ils sont moins

fragiles. Les canons de fusil sont ordinairement fabriqués avec ce mélange de barres d'acier et de barres de fer ductile, forgées ensemble et qu'on désigne sous le nom d'*étoffes d'acier*.

4° La dernière espèce d'acier, connue dans les arts, est désignée sous les noms de *Wootz*, d'*acier de l'Inde*, d'*acier damassé*. C'est avec elle que les Orientaux fabriquent, depuis un temps immémorial, ces excellentes lames de sabre qui sont appelées *damas*, du nom de la ville de Syrie où leur préparation a particulièrement lieu. Ces lames présentent sur leur plat des dessins moirés très-variés, des veines alternativement blanches et noires, fines ou rubanées, entrelacées, croisées ou parallèles. Leur tranchant est si bon, et les Orientaux sont si habiles à s'en servir, qu'ils coupent une masse de coton mouillé aussi facilement qu'un pain de beurre ; mais ces lames ont le défaut d'être fragiles comme le verre.

Les dessins qui se montrent sur cet acier paraissent être dus à la présence, dans la pâte, d'un carbure de fer régulièrement cristallisé, qui se trouve mis à découvert par l'action des acides affaiblis, et produit alors cette espèce de moiré grisâtre qui se détache sur un fond plus clair.

On ne connaît pas le procédé des Orientaux, mais grâce aux recherches de plusieurs chimistes, nos fabriques produisent maintenant des lames damassées qui offrent tout à fait l'aspect, la qualité et la légèreté de celles qui nous viennent de l'Orient. Les manufactures des Bouches-du-Rhône envoient même en Orient de très-belles lames damassées, où le platine est uni à l'acier. On sait, en effet, qu'en ajoutant à l'acier ordinaire quelques centièmes seulement de platine, ou d'argent, ou de quelques autres métaux, on lui fait acquérir d'excellentes qualités et la faculté de prendre un beau damassé par l'acide sulfurique.

Il ne sera pas sans intérêt de placer sous vos yeux les divers degrés de température auxquels on expose les pièces d'acier que l'on veut tremper pour en fabriquer les instruments et outils le plus en usage. C'est en examinant avec attention les différentes nuances de *couleurs* par lesquelles passent les pièces soumises à l'action du feu, que l'ouvrier reconnaît, d'une manière certaine, qu'elles ont acquis la température convenable pour être plongées dans l'eau, c'est-à-dire *trempées*. (Voir le *Tableau* ci-contre.)

Les différentes teintes qui apparaissent sur l'acier, suivant la chaleur qu'il a acquise, proviennent d'un commencement d'oxydation de la surface extérieure qui a le contact de l'air. Il se forme des pellicules minces d'oxyde, qui réfléchissent des couleurs très-variables suivant leur épaisseur. C'est donc un phénomène de même ordre que celui des anneaux colorés ou des bulles de savon qui se diaprent à la lumière de couleurs si vives et si variées.

J'ajouterai que, pour la trempe, les ouvriers ont très-souvent recours à des liquides autres que l'eau, dans l'intention d'obtenir des effets que celle-ci ne produit pas toujours. Ils se servent, en effet, de mercure, de métaux fondus (plomb, étain, bismuth), de presque tous les acides, des huiles, du suif, de la résine, de la

cire, et de mélanges plus ou moins bizarres dont la théorie est impuissante à justifier le choix. Dans tous les cas, la nature du liquide, sa faculté conductrice, sa température, exercent une grande influence sur la dureté de la trempe.

| TEMPÉRATURE à laquelle LES PIÈCES D'ACIER sont exposées. | COULEURS que prennent LES PIÈCES D'ACIER à ces diverses températures. | INSTRUMENTS qui exigent LES DIVERSES ESPÈCES DE TREMPES rapportées en regard. |
|---|---|---|
| 221°,1 centigr. | Blanc tirant un peu sur le *jaune*........ | Lancettes des chirurgiens. |
| 233°,3 — | Couleur *paille* ....... | Bons rasoirs et la plupart des instruments de chirurgie. |
| 243°,3 — | Couleur *jaune foncé*... | Rasoirs communs, canifs et quelques instruments de chirurgie. |
| 254°,4 — | Couleur *brune* ....... | Outils de jardinage, tels que bêche, houe, etc., diverses espèces de ciseaux, etc. |
| 265°,5 — | Brun parsemé de taches pourpres .......... | Haches, cisailles, lames de rabots, couteaux de poche. |
| 276°,6 — | Couleur *pourpre*...... | Forceps, couteaux de table. |
| 287°,7 — | *Bleu clair* ou *de ciel*.. | Lames d'épée, ressorts de montre, de bandage, de sonnette, etc. |
| 293°,3 — | *Bleu foncé*........... | Petites scies, poignards, tarières. |
| 315°,5 — | *Bleu obscur* tirant sur le noir .............. | Certains ressorts, outils que les ouvriers affilent eux-mêmes sans les recuire. |

Les plus grands centres de production et de commerce de la coutellerie et des instruments en acier sont, en Europe : les districts de Solingen (Prusse-Rhénane), de Sheffield (Angleterre), la Styrie, la Carinthie et le Tyrol (Autriche); en France, les villes de Paris, de Langres, de Nogent, de Thiers et de Châtellerault.

Terminons cette partie technique de l'histoire du fer, en vous montrant les divers degrés d'impureté des fontes, des aciers et du fer ductile, révélés par l'analyse chimique.

TABLEAU.

## TABLEAU

### DES SUBSTANCES CONTENUES DANS DIVERS ACIERS, FONTES ET FERS DUCTILES.

| | FONTES GRISES | | FONTE BLANCHE DE L'ISÈRE, AU CHARBON DE BOIS. | ACIERS | | | | FERS DOUX | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | | FONDUS DE 1re QUALITÉ | | | | | |
| | DE CHAMPAGNE, au CHARBON DE BOIS. | DU CREUZOT, AU COKE. | | NATUREL DE RIVES. | DE CÉMENTATION, de LA MOSELLE. | ANGLAIS. | FRANÇAIS. | DE SUÈDE 1re QUALITÉ. | DU CREUZOT. | DE CHAMPAGNE. | OBTENU AVEC la VIEILLE FERRAILLE DE PARIS. |
| Carbone ... | 2,100 | 2,021 | 2,636 | 0,25 | 0,68 | 0,62 | 0,65 | 0,24 | 0,159 | 0,193 | 0,245 |
| Silicium ... | 1,060 | 3,490 | 0,240 | 0,58 | 0,12 | 0,03 | 0,04 | 0,25 | traces. | 0,015 | 0,020 |
| Phosphore.. | 0,869 | 0,604 | 0,280 | » | 0,82 | 0,03 | 0,07 | traces. | 0,412 | 0,210 | 0,160 |
| Manganèse . | traces. | traces. | 2,137 | » | » | » | » | traces. | traces. | traces. | traces. |
| Fer pur.... | 95,971 | 93,885 | 94,687 | 99,17 | 98,38 | 99,32 | 99,24 | 99,51 | 99,429 | 99,582 | 99,573 |
| | 100,000 | 100,000 | 99,980 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,000 | 100,000 | 99,998 |

De tous les fers du commerce, les moins impurs sont ceux qui ont été étirés en fils, et qu'on appelle *fils de clavecin* ou d'*archal*. C'est avec ces fils que, dans les laboratoires, on obtient le fer chimiquement pur, en les chauffant au feu de forge dans un creuset de porcelaine avec $^1/_8$ d'oxyde de fer et une petite quantité de verre en poudre. Le charbon, le silicium, le phosphore, le manganèse sont oxydés par l'oxygène de l'oxyde de fer; le fondant dissout toutes ces matières étrangères, avec l'excès d'oxyde ; on a donc des scories et un culot de fer pur d'un blanc d'argent et très-malléable.

On peut encore, en réduisant par l'hydrogène, le peroxyde ou le protochlorure de fer, obtenir le métal dans un grand état de pureté. Dans le premier cas, le fer est en poudre grise très-fine, pyrophorique au contact de l'air; dans le deuxième, il est en lames brillantes et en petits cristaux cubiques très-réguliers. Le fer métallique pulvérulent joue maintenant un très-grand rôle comme médicament tonique et astringent.

Le fer, dans ses combinaisons avec l'oxygène, le soufre et les acides, fournit plusieurs substances utiles aux arts. Je dois vous dire quelques mots des principales.

Il y a deux oxydes de fer. L'un vous est déjà bien connu; c'est le *sesqui-oxyde* ou le *peroxyde*, dit aussi *oxyde ferrique*, $Fe^2O^3$, qui constitue les minerais dont j'ai parlé précédemment, et qui se forme à la surface du fer métallique, de la fonte et des aciers abandonnés dans l'air humide. Les chimistes l'obtiennent pur, en dissolvant le fer dans l'eau régale, et précipitant la dissolution par un léger excès d'ammoniaque. Il se dépose en flocons rougeâtres.

Le *protoxyde* ou *oxyde ferreux*, FeO, prend naissance lorsqu'on traite le métal par l'acide sulfurique affaibli. Vous savez que, dans ce cas, il se dégage de l'hydrogène, et qu'il reste en dissolution du sulfate de fer. Si, dans cette liqueur, on verse de la potasse, il se dépose une matière blanchâtre, un hydrate de protoxyde, qu'il est impossible d'amener à l'état sec, en raison de la promptitude avec laquelle il absorbe l'oxygène de l'air, et se change en peroxyde. Voilà déjà cette matière blanchâtre qui a changé de couleur depuis qu'elle est précipitée ; elle devient successivement verdâtre, brune, jaune, puis rouge, à mesure que sa suroxydation fait des progrès. Je vais lui faire acquérir à l'instant la couleur rouge en l'arrosant de chlore liquide, qui, en décomposant l'eau et en s'emparant de son hydrogène, va mettre en liberté son oxygène que l'oxyde ferreux absorbera aussitôt.

Il y a aussi un oxyde noir qui se produit quand on chauffe le fer au contact de l'air, quand on décompose l'eau par ce métal également rouge, ou enfin quand on humecte d'eau de la limaille

de fer, et qu'on abandonne la pâte pendant quelque temps à l'air ou dans des vases fermés. Mais cet oxyde noir, qu'on appelle tantôt *battitures*, tantôt *éthiops martial*, n'est qu'un composé à proportions fixes de protoxyde et de sesqui-oxyde. C'est un oxyde intermédiaire, analogue à l'oxyde de fer magnétique naturel; les chimistes le nomment scientifiquement *oxyde ferroso-ferrique*, et le représentent par


$Fe^6O^7$, ce qui correspond à $Fe^2O^3 + 4FeO$,

ou par


$Fe^8O^9$, ................. $Fe^2O^3 + 6FeO$.

En 1841, M. Fremy a découvert une combinaison de fer et d'oxygène plus riche en ce métalloïde que le sesqui-oxyde et qui jouit des propriétés d'un acide ; elle a été nommée *acide ferrique ;* elle est représentée par la formule $FeO^3$, et correspond à l'acide manganique. Cet acide est aussi instable, et quand on cherche à l'isoler des sels qu'il forme avec les alcalis, il se décompose en oxygène et en sesqui-oxyde de fer. — On lui fait prendre naissance en calcinant au rouge blanc 1 partie de ce dernier oxyde avec 4 parties de nitre. Il se forme, comme avec le peroxyde de manganèse, un véritable caméléon qui consiste en *ferrate de potasse,* dont la dissolution aqueuse est d'un beau rouge violet très-intense.

L'*oxyde ferreux* ou protoxyde de fer, en se dissolvant dans les acides, produit des sels facilement cristallisables et colorés en vert-émeraude pâle. L'*oxyde ferrique* ou le peroxyde donne avec ces mêmes acides des sels difficilement cristallisables et colorés en rouge ou en brun. Du reste, on reconnaît aisément ces deux sortes de sels de fer, parce qu'ils noircissent une décoction de noix de galle, en formant de l'*encre*, et qu'ils donnent des précipités bleus plus ou moins foncés avec le réactif appelé vulgairement *prussiate jaune de potasse*. Ces précipités ne sont autre chose que du *bleu de Prusse*, matière colorante fort utile, dont je traiterai dans une autre partie de ce cours.

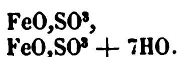
De tous ces sels de fer, le plus important, sans contredit, est celui qui porte, depuis longtemps, les noms de *vitriol,* de *vitriol vert*, de *vitriol martial* ou *romain,* de *couperose verte,* et ceux plus scientifiques de *sulfate de protoxyde de fer,* de *sulfate ferreux*. Les anciens le connaissaient; dans Pline, on le voit désigné sous les noms de *mysy*, de *sory* et de *calcanthum*. Il sert à obtenir l'encre ; c'est le principal ingrédient de la teinture en noir, en gris, en olive et en violet; c'est avec lui qu'on monte les cuves d'indigo à froid, qu'on prépare le bleu de Prusse, le colcothar, l'acide sulfurique de Saxe; qu'on obtient l'or en poudre, nécessaire à la do-

rure de la porcelaine. Je n'indique ici, Messieurs, que les usages les plus saillants de ce sel.

Voici quelle est sa composition :

| | anhydre. | cristallisé. |
|---|---|---|
| Acide sulfurique......... | 52,63 | 29,00 |
| Protoxyde de fer......... | 47,37 | 25,42 |
| Eau combinée........... | » | 45,58 |
| | 100,00 | 100,00 |

Il est représenté par les formules suivantes :



$$FeO,SO^3,$$
$$FeO,SO^3 + 7HO.$$

Pur, il se présente en gros prismes rhomboïdaux obliques (*fig.* 283) transparents, d'un beau vert d'émeraude. Il a une saveur d'encre très-prononcée. Il est légèrement efflorescent, et, à la longue, il se couvre de taches d'un jaune rougeâtre dues à une suroxydation du protoxyde ; c'est du sous-sulfate ferrique qui se produit et qui a pour formule $SO^3,2Fe^2O^3$.

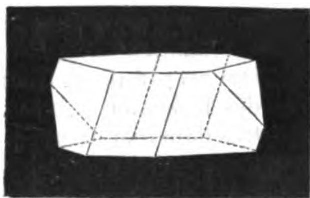


*Fig.* 283.

100 parties d'eau à + 15° en dissolvent 70 parties, et, à l'ébullition, 333 parties 1/3. La solution est d'un vert clair ; elle a toujours une réaction acide. Au contact de l'air, elle absorbe rapidement l'oxygène, devient d'un vert foncé, puis rougeâtre; elle laisse déposer du sous-sulfate ferrique, et ne retient plus en dissolution que du sulfate ferrique neutre : $Fe^2O^3,3SO^3$.

Le seul moyen de préserver cette dissolution de l'oxydation, c'est de la renfermer dans un flacon avec des baguettes de fer qui plongent dans toute la profondeur du liquide.

Tous les corps oxydants, chlore, acide hypo-azotique, acide azotique, convertissent le sulfate de protoxyde en sulfate de peroxyde. C'est ce qu'il est facile de reconnaître au moyen des réactions suivantes : La solution de couperose pure et récente ne prend aucune coloration avec le *sulfocyanure de potassium*, et fournit un beau précipité bleu avec le *prussiate rouge de potasse*. Après l'action des corps oxydants, le sulfocyanure lui communique une magnifique couleur rouge intense, et le prussiate rouge ne la précipite plus : deux caractères distinctifs des sels de sesqui-oxyde de fer.

Lorsqu'on chauffe brusquement au rouge le sulfate de protoxyde, il éprouve la fusion aqueuse, se boursoufle, perd son eau de cristallisation et devient blanc grisâtre. A une température plus élevée, il se décompose en donnant du gaz sulfureux, de l'acide sulfurique anhydre, et du peroxyde de fer.



$$2(FeO,SO^3) = SO^2 + SO^3 + Fe^2O^3.$$

Le sesqui-oxyde de fer, ainsi obtenu, est d'un beau rouge. Basile Valentin l'a nommé le premier *colcothar ;* il est encore appelé, dans le commerce, *rouge d'Angleterre, rouge de Prusse ;* il sert dans la peinture et le polissage des glaces, des pierres dures, de l'acier et des métaux. On l'emploie aussi comme poudre à rasoir, mais alors on le prépare d'une autre manière, en calcinant au rouge vif de la couperose mêlée avec 3 fois son poids de sel marin. Le peroxyde de fer, au moment de sa formation, se trouvant en présence d'un sel fusible qui lui fait prendre l'aspect cristallin, il affecte, dans ce cas, la forme de lamelles micacées, d'un violet presque noir, semblables aux cristaux de fer oligiste des volcans. Le sel marin se volatilise en grande partie et n'agit que mécaniquement dans cette préparation. Le produit de la calcination est lavé, soumis à des lévigations, ce qui fournit une poudre d'un brun chocolat, très-douce au toucher. C'est cette poudre qui, porphyrisée avec de l'émeri de première qualité, et incorporée dans du suif, constitue la pâte dont on se sert généralement pour affiler les rasoirs.

On prépare la couperose très en grand, dans plusieurs départements, en lessivant les pyrites martiales effleuries au contact de l'air, comme je le dirai bientôt, ou en traitant les vieilles ferrailles par l'acide sulfurique ne marquant que 20 à 25° ; on évapore la dissolution dans de grands bassins de plomb, et on fait cristalliser dans des réservoirs en bois. Ce dernier procédé est pratiqué à Paris, à Honfleur et dans d'autres grandes villes manufacturières. Depuis quelques années, dans les localités où l'on épure les huiles, on utilise les eaux acides provenant de cette opération pour obtenir de la couperose.

Dans le commerce, on distingue les diverses espèces de couperoses par les noms des pays de fabrication. On connaît donc : les *couperoses de Paris*, de *Honfleur*, de *Picardie*, de *Forges*, de *Bouxwiller*, d'*Angleterre*, d'*Allemagne*. Toutes sont impures ; elles renferment presque toujours un excès d'acide, du sulfate ferrique, et parfois de l'alun, des sels de chaux, de magnésie, de zinc, de manganèse et de cuivre. Les couperoses fabriquées de toutes pièces sont les moins impures. Pour dissimuler leur grande acidité, qui affaiblit leur couleur, les fabricants ont pris l'habitude

de les colorer en vert foncé au moyen d'un peu de noix de galle ou de mélasse. La couleur foncée des couperoses n'est donc pas un indice de bonne qualité, comme le supposent les teinturiers et les autres industriels qui en font usage.

Il faut éviter d'employer les couperoses acides pour le mordançage des tissus, attendu que l'excès d'acide sulfurique attaque le coton et les étoffes en général et rend ces substances dures et cassantes. Les couperoses cuivreuses et celles qui contiennent beaucoup de sulfate ferrique ne conviennent nullement pour monter les cuves d'indigo à froid. On reconnaît très-aisément les couperoses cuivreuses, en plongeant dans leur dissolution une lame de fer bien décapée qui, au bout de quelques minutes, se recouvre d'un enduit rouge de cuivre métallique.

On peut très-aisément purifier une couperose et lui enlever l'excès d'acide sulfurique et les petites quantités d'oxyde de cuivre ou de peroxyde de fer qu'elle contient. On opère de la manière suivante.

On met 20 kilogr., par exemple, de couperose impure dans une chaudière de fonte avec 40 litres d'eau et 1 kil. de limaille de fer ou de vieille ferraille. On fait bouillir pendant quelques heures. Le fer, s'il y a excès d'acide, détermine la décomposition de l'eau, et la production d'une quantité proportionnelle de sulfate de protoxyde. S'il y a du cuivre, ce métal est précipité par le fer métallique ; enfin, s'il s'y trouve du peroxyde de fer, il est réduit ou précipité à l'état de sel basique. — On filtre la liqueur, on nettoie la chaudière, et on fait évaporer rapidement la dissolution jusqu'à 32° de l'aréomètre ; on la verse dans des terrines où par le refroidissement elle dépose des cristaux très-purs, qu'on fait égoutter sur une claie d'osier. L'eau-mère, concentrée à 36°, donne de nouveaux cristaux.

Voici quelles sont les principales espèces de couperoses du commerce, avec leur pureté relative et leurs prix.

1. *Couperose de Paris.* En petits cristaux d'un vert brun foncé, entremêlés de cristaux d'un vert clair et transparent. Elle est très-acide, et par cela même constamment humide. Elle est recouverte d'une légère couche de mélasse.

   Il y a les *couperoses de fabrique*, ou de 1re cristallisation,

   Et les *couperoses de refonte*, ou de 2e cristallisation.

   Elles contiennent, en moyenne, 48 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Elles ne renferment qu'un peu de sulfate de peroxyde.

   12 à 12 fr. 50 les 100 kilogrammes.

2. *Couperose de Honfleur.* Cristaux d'un vert clair, mélangés de petits fragments plus foncés, offrant çà et là des taches d'un brun intense. Très-acide ; légère odeur de mélasse.

   48 1/3 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Ne renferme que du sulfate ferrique.

Quoiqu'elle n'ait pas une belle apparence, c'est une des plus pures du commerce.

14 à 15 fr. les 100 kilogrammes.

3. *Couperose de Forges.* Gros cristaux, d'un vert émeraude assez foncé, se recouvrant facilement de taches ocreuses. Très-peu acide, sans odeur.

47 1/2 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Elle renferme du sulfate de sesqui-oxyde, du sulfate de cuivre et 2 p. 100 d'alun.

On la distingue en :

*Menu sel* ou 1re cristallisation. 23 à 24 fr. les 100 kilogrammes;

*Couperose de refonte.* 27 à 28 fr. les 100 kilogrammes.

4. *Couperoses de Picardie.* Elles sont assez nombreuses. Voici comment on les subdivise :

A. *Couperose de Noyon* O. Petits cristaux d'un vert pâle, entremêlés de fragments brunâtres presque en poudre, très-efflorescents, acides, et avec odeur de mélasse. Elle ressemble beaucoup à la couperose de Honfleur.

44 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Elle renferme du sulfate ferrique, du sulfate de cuivre, du sulfate de zinc et 4 p. 100 d'alun.

9 fr. les 100 kilogrammes.

B. *Couperose de Noyon* OC. Cristaux d'un vert clair, entremêlés d'un grand nombre de fragments plus foncés. Moins efflorescente que la précédente; très-acide; odeur peu prononcée. Ses cristaux sont colorés par la noix de galle.

44,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Mêmes impuretés que dans la précédente.

C. *Couperose de Noyon* R. Beaux cristaux d'un vert bleuâtre, sans mélange de petits fragments, transparents, très-efflorescents, légèrement humides. On ne rencontre pas sur cette couperose les taches d'un brun noir qu'on voit sur les cristaux des précédentes. Odeur nulle. Rougit assez fortement le tournesol. Non colorée artificiellement.

45,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Mêmes impuretés, mais en très-petites quantités.

12 fr. les 100 kilogrammes.

D. *Couperose de Mairancourt* O. Petits cristaux, d'un vert clair, tachés de brun par la noix de galle. Odeur nulle.

41 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme du sulfate ferrique, un peu de zinc et de manganèse, 3 p. 100 de sulfate de cuivre et 4 p. 100 d'alun. C'est une des plus impures.

10 fr. les 100 kilogrammes.

E. *Couperose de Mairancourt* PS. C'est, pour ainsi dire, une poudre mélangée de petits cristaux fragmentaires. Couleur d'un vert foncé sale, tachée çà et là de brun. Très-humide et imprégnée de mélasse; très-acide.

40 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme du sulfate ferrique, 3 p. 100 de sulfate de cuivre, 5 1/2 p. 100 d'alun et un peu de sulfate de chaux. Elle est donc très-impure.

8 fr. les 100 kilogrammes.

F. *Couperose de Saint-Urcel* CF. Petits cristaux mélangés de poudre, d'un vert foncé, tachés de noir, très-acides et par cela même très-humides; odeur très-prononcée de mélasse.

42 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme plus de 3 p. 100 de sulfate ferrique, mais moins de cuivre et d'alun que les précédentes.

12 fr. 50 les 100 kilogrammes.

G. *Couperose de Montataire*. Cristaux d'un vert clair, légèrement effleuris, ne présentant aucune tache brune; sans odeur sensible.

45 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme plus de 3 p. 100 de sulfate ferrique, 3 p. 100 d'alun et très-peu de cuivre, avec traces de manganèse.

11 à 12 fr. les 100 kilogrammes.

H. *Couperose de Beauvais*. 50 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Traces d'alun et de sulfate ferrique.

40 fr. les 100 kilogrammes.

5. *Couperoses d'Alsace*. Elles sont plus pures que les couperoses de Picardie. Elles se subdivisent ainsi qu'il suit :

A. *Couperose de Mulhouse*. 48,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Beaucoup d'alun.

40 fr. les 100 kilogrammes.

B. *Couperose de Thann*. 49 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Traces de sel ferrique.

21 fr. 80 c. les 100 kilogrammes.

C. *Couperose de Sultzbach*. 45 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Sous-sel de fer, cuivre et alun.

19 fr. les 100 kilogrammes.

D. *Couperose de Bouxwiller* :

1° *Couperose vert foncé*. 48 1/2 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Un peu d'alun.

18 fr. les 100 kilogrammes.

2° *Couperose façon Beauvais*. 48,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Sous-sel de fer et alun.

18 fr. les 100 kilogrammes.

3° *Couperose double refonte*. 50 1/2 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Traces de sels étrangers.

20 fr. les 100 kilogrammes.

Il résulte de ce qui précède :

1° Que les couperoses les moins impures sont celles : de Honfleur, de Paris, de Thann, de Forges, de Beauvais, de Bouxwiller vert foncé, de Bouxwiller double refonte;

2° Que les plus acides sont celles de Paris, de Honfleur, de Mairancourt PS, de Saint-Urcel CF;

3° Que les plus chargées de sel ferrique sont celles de Noyon O,

de Mairancourt O, de Montataire, de Saint-Urcel, de Mairancourt PS, de Sultzbach, de Noyon OC, de Forges;

4° Que les plus cuivreuses sont celles : de Mairancourt PS, de Mairancourt O, de Saint-Urcel, de Sultzbach, de Noyon OC, de Noyon R, de Montataire, de Noyon O;

5° Enfin que les couperoses les plus riches en alun sont celles : de Mulhouse, de Mairancourt PS, de Mairancourt O, de Noyon O, de Noyon OC, de Sultzbach.

Nous déduirons de ces faits, les conclusions suivantes à l'usage des teinturiers et des indienneurs :

1° Pour le mordançage des fils et tissus, il faut rejeter les couperoses acides de Paris, de Honfleur, etc., et employer de préférence celles de Forges, de Noyon O et OC, de Montataire et d'Alsace;

2° Les meilleures pour le montage des cuves d'indigo sont les couperoses faites de toutes pièces, notamment celles de Paris et de Honfleur, parce qu'elles ne contiennent ni sels ferriques, ni cuivre, ni alun. Leur grande acidité ne nuit pas, dans cette circonstance, puisqu'elle se trouve neutralisée par la chaux des cuves;

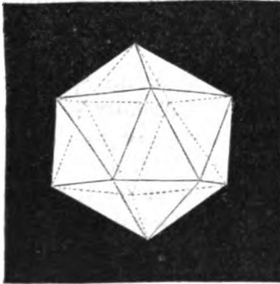
3° Les couperoses chargées de sels ferriques, de cuivre et d'alun doivent être réservées pour la teinture en noir et autres couleurs foncées. Elles sont très-bonnes dans ce cas.

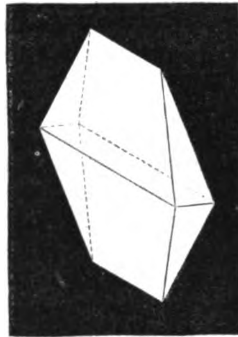
Presque tous les autres sels de fer sont ou peuvent être employés dans la teinture. Les indienneurs font un fréquent usage de l'acétate, de l'azotate et du chlorure de fer.

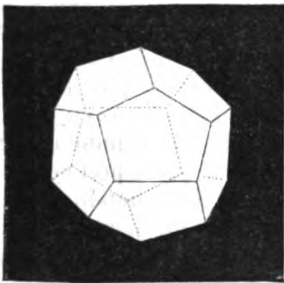
Une particularité curieuse, signalée d'abord par M. Schœnbein, c'est que le fer, qui est attaqué si violemment par l'acide azotique ordinaire, cesse de l'être par le même acide fumant, c'est-à-dire aussi concentré que possible, et qu'au sortir de ce dernier liquide, il n'est plus susceptible d'être dissous par l'acide ordinaire, à moins d'un temps très-long ou d'une élévation de température, ou du contact momentané d'une tige de cuivre ou de fer ordinaire. M. Schœnbein a désigné cet état particulier du fer, dû sans doute à une cause électrique, sous le nom de *passivité du fer*. Certains autres liquides, tels que l'acide acétique cristallisable, l'alcool anhydre, l'ammoniaque, les solutions alcalines, le sulfure de potassium, peuvent aussi rendre le fer *passif*.

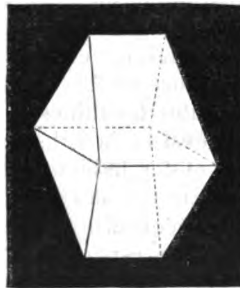
Déjà, à plusieurs reprises, je vous ai parlé, Messieurs, des *pyrites de fer*. C'est ici le lieu de vous faire connaître les substances auxquelles on donne vulgairement ce nom, ainsi que les dénominations de *pyrites martiales*, de *pyrites ferrugineuses*. Pour les chimistes, c'est du *bisulfure* ou *persulfure de fer*.

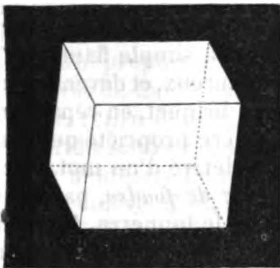
Les unes sont jaunes et cristallisées en cubes striés dans trois directions (*fig.* 284), ou en dodécaèdres pentagonaux (*fig.* 285), ou en icosaèdres (*fig.* 286) modifiés d'un grand nombre de manières.

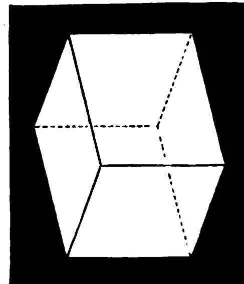

*Fig.* 286.


*Fig.* 289.


*Fig.* 285.


*Fig.* 288.


*Fig.* 284.


*Fig.* 287.

— Les autres sont d'un jaune verdâtre et cristallisées dans un système tout différent; en effet, ce sont des prismes rhomboïdaux diversement modifiés (*fig.* 287), ou des octaèdres (*fig.* 288 et 289), modifiés d'un grand nombre de manières.

Néanmoins, malgré ces caractères physiques différents, elles contiennent exactement la même proportion de soufre, c'est-à-dire 118 pour 100 parties de métal, et elles sont représentées par la même formule $FeS^2$. C'est là un nouvel exemple de corps *isomères*.

La pyrite cubique est connue sous les noms spécifiques de *pyrite jaune, fer sulfuré jaune, marcassite.* Ses cristaux se conservent parfaitement.

La pyrite prismatique est désignée par les noms spéciaux de *pyrite blanche, fer sulfuré blanc, sperkise.* Ses cristaux se désagrégent avec la plus grande facilité, se fendillent, se gonflent, puis éclatent et tombent en poussière; le fer s'oxyde, le soufre s'acidifie; ces deux nouveaux produits se combinent, et il en résulte alors du sulfate de fer qui s'effleurit à la surface des fragments, sous forme de petites aiguilles d'un blanc grisâtre, d'une saveur atramentaire et très-solubles.

Cette oxydation des pyrites par l'air étant toujours accompagnée de chaleur, celle-ci s'élève parfois assez haut pour déterminer l'inflammation des matières combustibles environnantes. C'est ainsi qu'on explique les incendies spontanés qui se déclarent dans les schistes houillers et par suite dans les mines de charbon.

Le persulfure de fer est un des minéraux les plus répandus. Presque toutes les mines, presque tous les terrains en contiennent; aussi est-ce la substance minérale la plus connue des gens du monde et des habitants des campagnes, qui la prennent pour de l'or, à cause de sa couleur et de son vif éclat métallique. Bien des fois la découverte de pyrites jaunes dans nos terrains de craie a fait naître des espérances que nous avons eu beaucoup de peine à détruire. Le *mica* jaune a souvent occasionné de semblables méprises. On pourrait dire, avec Haüy, de ces deux substances, que ce sont les mines d'or de l'ignorance.

Ce qui distingue surtout le persulfure de fer et le fait aisément reconnaître, c'est qu'il perd son éclat à la simple flamme d'une bougie, en exhalant une odeur d'acide sulfureux, et devenant brun; qu'il donne des étincelles par le choc du briquet, en répandant la même odeur. C'est à cause de cette dernière propriété que les anciens lui donnèrent le nom de *pyrite,* dérivé d'un mot grec qui signifie *feu.* Ils l'appelèrent aussi *pierre de foudre,* parce qu'ils croyaient qu'il était lancé sur la terre par le tonnerre. Longtemps on s'en est servi, à cause de sa dureté, pour armer les carabines: de là le nom de *pierre de carabine* qu'il a porté. Chez les Romains, les patrouilles militaires ne marchaient pas sans avoir des pyrites, afin de se procurer subitement du feu.

En Saxe, en Bohême, en Hongrie, en Belgique, en Angleterre, et dans les différents pays très-éloignés des solfatares, on l'utilise soit pour l'extraction du soufre, soit pour la fabrication de

l'acide sulfureux destiné à la production de l'acide sulfurique.

Dans le premier cas, on calcine la pyrite dans des tuyaux en grès ou en terre réfractaire A, A, de forme conique, placés transversalement, au nombre de 12 ou de 24, sous une légère inclinaison, dans un fourneau de galère (*fig.* 290). A l'extrémité la plus inclinée de ces tuyaux, on ajuste un tube *b* qui conduit le soufre dans un récipient en fonte C. La calcination dure de 6 à 8 heures, pour des charges de 12 kilos et demi, à 25 kilos. Le soufre a une couleur verdâtre due à un peu de sulfure entraîné ; on le purifie par la fusion et la décantation dans des moules.

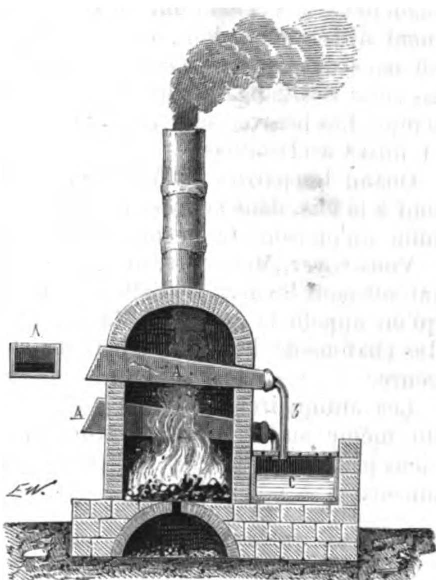


*Fig.* 290.

Cette extraction du soufre des pyrites est liée à la fabrication de la couperose, car le résidu des tuyaux, étant abandonné au contact de l'air, se transforme peu à peu en sulfate de protoxyde de fer, qu'on dissout et qu'on fait cristalliser.

La pyrite renferme 54 pour 100 de soufre; on pourrait, en la calcinant fortement, en séparer la moitié, soit 27 pour 100; mais, pour avoir cette proportion de soufre, on perdrait les tuyaux, attendu que le résidu, fondu par la haute température employée, ne pourrait être retiré de leur intérieur. On préfère donc n'extraire que le quart du soufre contenu dans la pyrite, en n'employant qu'une chaleur modérée. Le résidu demeure pulvérulent et peut être facilement enlevé. C'est alors un double sulfure, ou ce qu'on appelle de la *pyrite magnétique*, composée de 1 équivalent de bisulfure et de 6 équivalents de proto-sulfure = $FeS^2,6FeS$ ou $Fe^7S^8$.

Lorsque c'est le gaz sulfureux qu'on veut produire avec les pyrites, on les grille sur des plaques de fonte dans des fours surbaissés où l'air s'introduit; ou bien on les entasse dans des espèces de fours à chaux n'ayant qu'une ouverture latérale dans le haut pour la sortie du gaz sulfureux qu'on dirige ensuite dans les chambres de plomb. Ce dernier mode est très-économique parce

qu'il n'exige que fort peu de combustible, les pyrites une fois enflammées fournissant la chaleur nécessaire à l'entretien de la combustion.

Dans d'autres localités, et notamment dans les départements de l'Oise, de l'Aisne, de l'Aveyron, ainsi qu'à Forges-les-Eaux, dans le département de la Seine-Inférieure, on utilise les pyrites blanches à la préparation du sulfate de fer. Elles sont ordinairement disséminées dans des schistes argileux, dans des lignites ou dans des tourbes. On abandonne ces matières, disposées en tas sous des hangars, en ayant soin de les lessiver de temps en temps. Les lessives sont concentrées dans des chaudières de fer et mises à cristalliser.

Quand les pyrites s'effleurissent mal, on les grille. On obtient tout à la fois, dans ce cas, du sulfate de fer et du sulfate d'alumine qu'on isole. Ce dernier sert ensuite à faire l'alun.

Vous voyez, Messieurs, que le persulfure de fer n'est pas sans intérêt pour les arts. En l'alliant à un peu de cuivre, on en fait ce qu'on appelle la *marcassite* dans le commerce, et on en fabrique des chatons de bague, des boutons et autres ouvrages du même genre.

Les antiquaires nomment *miroir des Incas* des plaques polies du même sulfure, qu'on a trouvées dans les tombeaux des anciens princes péruviens. Ils pensent qu'elles ont dû leur servir de miroir.

---

# VINGT-SIXIÈME LEÇON.

## SUITE DES MÉTAUX DE LA TROISIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Du CHRÔME. — Oxyde et acide du chrôme. — Chrômates de potasse et de plomb. — Usages de tous les composés de ce métal comme principes colorants. — De l'ALUMINIUM et de l'*alumine*. — Corindon et Émeri. — De l'ALUN. — Procédés divers à l'aide desquels on l'obtient pour les besoins de l'industrie. Ses propriétés et ses applications. — Des argiles et des poteries : porcelaine, faïence, vases de grès, briques, creusets, etc. — Terre glaise, terre à foulon, marne, ocres jaunes, rouges et brunes. — Extraction de l'aluminium ; ses propriétés et ses applications.

### Du Chrôme.

En 1797, notre compatriote Vauquelin, examinant un minéral alors peu connu, la *mine de plomb rouge de Sibérie*, reconnut que c'est une combinaison d'oxyde de plomb et d'un acide nouveau, dont le radical métallique n'avait point encore été obtenu. En

chauffant très-fortement cet acide dans un creuset de charbon, il le réduisit en un métal d'un blanc grisâtre, très-dur et cassant, auquel il donna, d'après le conseil de Haüy, le nom de *chrôme*, de *chrôma*, *couleur*, pour rappeler les propriétés éminemment colorantes de tous ses composés. La découverte de Vauquelin est une de celles dont l'industrie a tiré le plus grand parti (1).

Le chrôme, qui n'existe libre que dans les météorites, dans quelques minerais de fer en masses et en grains, forme deux composés oxygénés fort remarquables. L'un, $Cr^2O^3$, est un oxyde pourvu d'une magnifique couleur verte, qu'il communique à plusieurs minéraux, et entre autres à l'*émeraude*, à la *diallage verte*, à l'*actinote*, au *pyroxène olivine*, aux *serpentines*, etc. L'autre, $CrO^3$, est un acide d'un rouge purpurin, qui sert de principe colorant au *rubis spinelle*, et dont les sels, appelés *chrômates*, offrent les teintes les plus variées et les plus belles.

L'acide chrômique pur n'a aucun emploi, mais l'oxyde de chrôme est une des couleurs minérales les plus utiles. Dans les manufactures de porcelaine, il sert à faire des fonds verts très-foncés et très-beaux sur ces sortes de poteries : c'est avec lui qu'on colore en vert toutes les matières vitreuses, les strass, les émaux.

---

(1) L'histoire de Vauquelin, comme celle de Schèele, est un des exemples de ce que peuvent la patience et une volonté forte de s'instruire. Né en mai 1763, de pauvres cultivateurs, à Saint-André-d'Hébertot, petite commune du département du Calvados, Vauquelin fut d'abord destiné aux fonctions les plus humbles. Il entra comme *garçon de laboratoire* chez Mésaize, pharmacien de Rouen, et là il puisa cette ardeur pour la chimie qui le conduisit plus tard aux honneurs et à la fortune. Avec 6 francs pour tout bien, le jeune Vauquelin fit le voyage de Paris, dans l'espérance d'y trouver les moyens de s'instruire. D'abord élève en pharmacie, il dut à l'un de ses maîtres la connaissance de Fourcroy, qui, ayant remarqué son aptitude et l'espèce d'avidité avec laquelle il écoutait ses discours, lui proposa de le prendre chez lui, en lui donnant le logement, la table et cent écus par an. Ces conditions parurent magnifiques au pauvre élève, qui s'empressa d'autant plus d'accepter, qu'il atteignait en entrant dans un laboratoire de chimie, le but de tous ses désirs. Là, travaillant avec une persistance incroyable, et dirigé par les conseils éclairés de Fourcroy, il acquit bientôt une telle habileté et un tel savoir, que ce dernier l'associa à ses recherches et lui confia les répétitions de ses cours. Quelques années s'étaient à peine écoulées que l'Académie royale des sciences comptait Vauquelin au nombre de ses membres. En 1794, il était professeur à l'École polytechnique, inspecteur et professeur de docimasie à l'École des Mines; puis professeur de chimie appliquée au Muséum d'histoire naturelle. Il est peu de chimistes qui aient eu une carrière aussi longue et aussi laborieuse. Plus de 250 mémoires ont été publiés par lui sur presque toutes les branches de la science. Il avait un talent remarquable pour l'analyse. Ses recherches, ses découvertes ont eu presque toutes de brillantes applications dans les arts; elles ont rendu des services non moins signalés à la physiologie, à la médecine légale, à l'économie domestique. On peut dire que Vauquelin avait fait et vu à peu près tout ce qu'il était possible de faire et de voir en chimie. Cet homme célèbre, qui honore tant la France, et en particulier la Normandie, est mort au château d'Hébertot, le 14 novembre 1829.

On peut l'utiliser pour la peinture à l'huile et les vernis. Le *vert de chrôme* des marchands de couleurs n'est autre chose que l'oxyde dont je vous parle; malheureusement son prix ne permet pas de l'employer pour tous les genres de peinture, et cela est d'autant plus fâcheux que c'est le vert le plus solide qu'il y ait; il résiste fort longtemps, en effet, à l'air, aux rayons solaires et aux émanations sulfureuses.

Parmi les chrômates, il en est deux surtout qu'il importe de connaître : ce sont ceux de potasse et de plomb, qui jouent un très-grand rôle dans nos ateliers de teinture et d'indiennes. Comme c'est avec le chrômate de potasse qu'on prépare tous les autres composés, disons comment on se le procure.

On trouve dans des roches de serpentine, à Baltimore, à Chestercoutz (États-Unis), en Silésie, en Sibérie, dans les monts Ourals, et à Gassin, sur la plage de Cavalaire (département du Var), un minéral d'un gris noirâtre, avec un léger éclat métallique, le plus souvent en grosses masses irrégulières, fort dures, compactes, ou lamellaires. C'est un composé d'oxyde de chrôme et de sesqui-oxyde de fer, que les minéralogistes désignent sous les noms de *fer chrômé*, de *chrômite de fer*, de *sidérochrôme*, et que les marchands nomment tout simplement *mine de chrôme*. La composition de ce minerai varie singulièrement, suivant les localités; ainsi on y trouve :

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Depuis | 32 | jusqu'à | 58,6 | p. 0/0 | d'oxyde de chrôme. |
| — | 33 | — | 41,0 | — | de peroxyde de fer. |
| — | 6 | — | 21,0 | — | d'alumine. |
| — | 1 | — | 8,0 | — | de silice. |

Voici la richesse comparative en oxyde de chrôme pur suivant les pays :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Minerai | de Silésie | 32,3 | p. 0/0. |
| | de Saint-Domingue | 37,0 | — |
| | du Var | 37,0 | — |
| | de Baltimore | 51,6 | — |
| | de l'Oural | 53,0 | — |
| | de la Styrie | 55,5 | — |
| | de Turquie ou de l'Asie Mineure. | 58,6 | — |

C'est de Baltimore surtout que nous arrive le minerai traité dans nos fabriques. Après l'avoir réduit en poudre fine, on le calcine avec parties égales de carbonate de potasse et de nitre; l'oxyde de chrôme passe à l'état d'acide chrômique, aux dépens de l'oxygène de l'acide azotique; de sorte qu'en traitant la masse calcinée par de l'eau bouillante, on a une dissolution jaune de chrômate de potasse, mélangée de silicate et d'aluminate de potasse. On la sursature avec de l'acide azotique ou mieux de l'acide sulfurique

étendu qui précipite la silice et l'alumine. La dissolution évaporée donne des cristaux de bichrômate de potasse, après avoir laissé déposer d'abord des cristaux de sulfate de potasse.

Avec le bichrômate, on obtient facilement le chrômate neutre, en saturant la dissolution du premier par du carbonate de potasse.

Ces sels ont la composition suivante :

| | Chrômate neutre. | Bichrômate. |
|---|---|---|
| Potasse................ | 48,38 | 31,91 |
| Acide chrômique ....... | 51,62 | 68,09 |
| | 100,00 | 100,00 |
| Formules.............. | $KO,CrO^3$ | $KO,2CrO^3$. |

Le *chrômate neutre* est d'un jaune citrin, en prismes droits rhomboïdaux, transparents (*fig.* 291), toujours anhydres et inaltérables

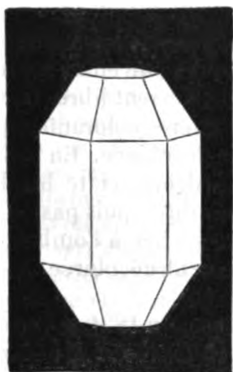


*Fig.* 291.

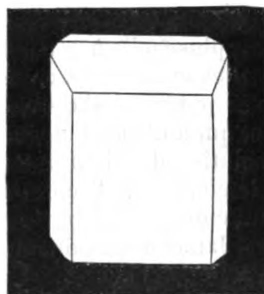


*Fig.* 292.

à l'air. Sa saveur est fraîche, amère, désagréable. 100 parties d'eau froide en dissolvent 48 parties 1/3; l'eau bouillante en dissout plusieurs fois son poids; sa dissolution, qui a une réaction alcaline, passe du jaune au rouge par les acides qui convertissent le sel neutre en bichrômate. — Le pouvoir colorant de ce sel est si intense, qu'il suffit d'un seul gramme pour colorer sensiblement en jaune 40 litres d'eau.

Le *bichrômeta* a une belle couleur rouge orangée foncée. Il cristallise en tables rectangulaires à bords aigus (*fig.* 292), transparentes, anhydres, inaltérables à l'air. Sa saveur est amère et métallique. — Il se dissout dans dix fois son poids d'eau froide; l'eau bouillante en dissout bien davantage. A une température élevée, il perd de l'oxygène, repasse à l'état de chrômate neutre qui reste coloré en vert par de l'oxyde de chrôme.

Toutes les matières susceptibles d'absorber de l'oxygène, comme le soufre, l'acide sulfureux, les substances végétales, les matières colorantes, jouissent de la propriété de ramener l'acide chrômique de ces sels à l'état d'oxyde vert.

Ainsi, si je fais fondre dans un creuset parties égales de soufre et de chrômate de potasse, j'obtiens une masse verte, qui, épuisée par l'eau bouillante, laisse un oxyde très-beau et très-léger.

Si je verse dans la solution de bichrômate de potasse de l'acide sulfureux, ou si je fais légèrement chauffer la même solution avec de l'acide chlorhydrique et de l'esprit-de-vin, la liqueur ne tarde pas à devenir verte, preuve de la transformation de l'acide chrômique en oxyde vert, que je puis isoler au moyen d'une lessive alcaline.

La solution d'acide arsénieux ou d'arsénite de potasse, à froid, et plus rapidement à chaud, colore en vert les mêmes chrômates et détermine un précipité vert, abondant, gélatineux.

Enfin les matières organiques, colorées ou non, en présence des acides, produisent la même désoxygénation et sont en même temps plus ou moins attaquées par l'oxygène qui devient libre. La réaction est plus facile à constater avec les matières colorantes, parce que celles-ci sont blanchies comme avec le chlore. En voici la preuve : je trempe dans de l'acide chlorhydrique cette bande de calicot qui a d'abord été teinte en bleu d'indigo, puis passée dans une solution de bichrômate de potasse et séchée à l'ombre; aussitôt le contact de l'acide, elle est subitement décolorée, et la liqueur acide devient verte.

C'est James Thomson, de Manchester, qui, en 1831, a découvert cette action décolorante des chrômates en présence des acides et a introduit dans les fabriques d'indiennes ce mode de produire des dessins blancs sur les fonds bleus et verts solides, sur les fonds carmélites et autres.

L'oxyde de chrôme, qui prend ainsi naissance toutes les fois qu'on désoxygène partiellement le chrômate de potasse, peut être obtenu en belles lames vertes, larges, brillantes et friables, lorsqu'on fait passer du chlore sec sur du chrômate neutre de potasse, chauffé au rouge brun dans un tube de porcelaine. Le chlore est entièrement absorbé, et le chrômate se trouve converti en chlorure de potassium et en oxyde de chrôme. Lorsque la température du tube est au rouge vif, l'oxyde qui se dépose est alors, d'après M. Fremy, en cristaux noirs, très-brillants, d'un bel éclat métallique, très-durs et tout à fait semblables à ceux de l'oxyde ferrique natif (fer oligiste). Par la trituration, ils donnent une belle poudre verte.

Une circonstance très-curieuse dans laquelle l'oxyde de chrôme se produit, c'est la décomposition par une douce chaleur du

*chrômate acide* ou *bichrômate d'ammoniaque.* Si l'on expose pendant quelques secondes, à la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, dans une petite capsule plate, 10 grammes de ce sel en beaux cristaux rouges, ceux-ci se gonflent, éprouvent une forte ignition, et de chacun d'eux sortent avec violence, dans toutes les directions, des masses vertes volumineuses d'oxyde de chrôme, qui ont, dans leur forme, une ressemblance si frappante avec des feuilles de thé, roulées, qu'un connaisseur même pourrait s'y méprendre.

La peinture à l'huile est en possession, depuis près de 25 ans, d'un vert de chrôme très-riche, très-solide et presque transparent, connu sous le nom de *vert émeraude* ou de *vert Pannetier*, du nom de son inventeur. Le procédé de préparation était resté inconnu, et le prix fort élevé de cette belle couleur, 140 fr. le kilogramme, en limitait singulièrement l'emploi. En 1858, M. Guignet, répétiteur à l'École polytechnique, a fait breveter une méthode particulière qui lui permet de préparer en grand, pour les besoins de l'industrie, un magnifique vert de chrôme hydraté dont l'usage est actuellement répandu sur les tissus d'Alsace et les papiers peints.

Le procédé consiste à calciner dans un four à réverbère, à la température d'environ 500°, un mélange de 3 parties d'acide borique pour 1 partie de bichrômate de potasse, mis en bouillie épaisse avec de l'eau. Il y a boursouflement, dégagement d'eau, d'oxygène, formation d'un borate double d'oxyde de chrôme et de potasse, qui offre une teinte foncée d'un très-beau vert d'herbe. On retire du four la matière avec un ringard pour la plonger dans l'eau pendant qu'elle est encore rouge de feu : elle s'y désagrége et se dédouble en borate acide de potasse soluble et en sesqui-oxyde de chrôme insoluble; ce dernier s'empare, à l'état naissant, de 2 équivalents d'eau pour former un hydrate, $Cr^2O^3,2HO$, d'une superbe couleur. On épuise la poudre par l'eau bouillante et on l'amène à un état convenable de ténuité au moyen d'un appareil à gobilles.

Le procédé de M. Guignet est exploité dans l'usine de M. Kestner, à Thann. On livre la couleur en pâte aux imprimeurs d'indiennes, au prix de 8 fr. le kilogramme renfermant 30 p. 100 d'oxyde de chrôme sec. Pour la peinture à l'huile, on la fait sécher. Elle est complétement inaltérable à l'air et au soleil, et elle a, de plus, le grand avantage de conserver sa nuance et son éclat à la lumière artificielle; qualité précieuse et très-recherchée, qui n'est partagée, de tous les verts employés jusqu'ici dans l'industrie, que par le vert de Chine et le vert de Schweinfurth. Il faut espérer que le *vert Guignet*, d'une innocuité parfaite, fera abandonner l'usage des verts à l'arsenic et au cuivre, qui déterminent tant d'accidents malheureux.

La Société industrielle de Mulhouse a décerné une méédaille d'or à M. Guignet, dans sa séance générale du 25 mai 1859.

M. Salvétat a fait connaître, de son côté, un *vert turquoise* qui jouit, comme le précédent, de la propriété de ne pas changer à la lumière artificielle. Il le prépare en calcinant 40 d'alumine hydratée, 30 de carbonate de cobalt et 20 d'oxyde de chrôme. On lave et on broie parfaite-

ment. La nuance est d'un bleu verdâtre particulier, que ne donnerait pas facilement un mélange de bleu et de vert.

On doit encore à M. Salvétat un oxyde de chrôme alumineux, couleur vert d'herbe, qui, tout en étant moins vive et moins transparente que le *vert Guignet*, est cependant une couleur de plus à ajouter à la palette industrielle des fabricants de papiers peints et de tissus imprimés.

La facilité avec laquelle l'acide chrômique, libre ou combiné aux bases, abandonne l'oxygène pour se convertir en oxyde vert de chrôme, a suggéré, en 1842, à un chimiste anglais, M. Balmain, l'idée d'employer le bichrômate de potasse pour obtenir rapidement de grandes quantités de gaz oxygène très-pur, dont on a si souvent besoin dans les laboratoires. Il suffit de chauffer, sur une lampe à esprit-de-vin, dans une cornue spacieuse (*fig.* 293), 3 par-

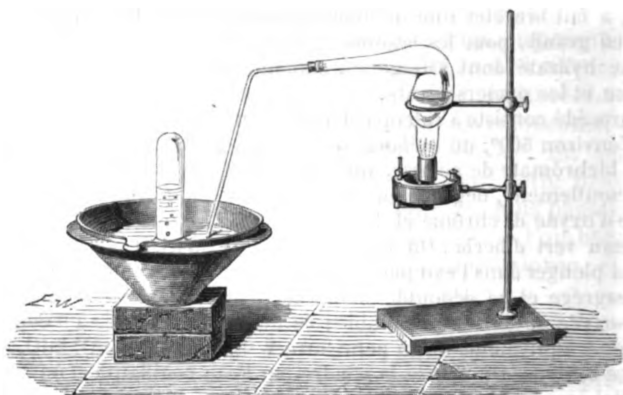


*Fig.* 293.

ties du sel en question et 4 parties d'acide sulfurique ordinaire. Une portion de cet acide s'empare de la potasse, et l'autre détermine la transformation de l'acide chrômique en oxyde vert, avec lequel il s'unit. La moitié de l'oxygène de l'acide chrômique est donc mis en liberté, et il reste dans la cornue un sulfate double de potasse et d'oxyde de chrôme, $KO,SO^3 + Cr^2O^3,3SO^3 + 24HO$, qui se dépose en cristaux octaédriques violets tout à fait semblables aux octaèdres de l'alun ordinaire, aussi l'appelle-t-on *alun de chrôme*. Ce procédé est beaucoup moins coûteux que la calcination du chlorate de potasse, et plus commode que celle du suroxyde de manganèse.

Rien de plus facile que d'avoir les divers chrômates métalliques, qui sont insolubles ; il suffit de verser dans des dissolutions mé-

talliques une solution de chrômate de potasse jaune ou rouge ; il y a double décomposition, et le nouveau chrômate insoluble se dépose avec sa couleur propre. Ainsi, on obtient, par ce moyen, dans les sels

| | | |
|---|---|---|
| De plomb neutres...... | un précipité | jaune éclatant. |
| — basiques...... | — | jaune orangé ou rougeâtre. |
| De bismuth............ | — | jaune-citron. |
| De zinc................ | — | jaune-bouton d'or (1). |
| De chaux.............. | — | jaune-paille (2). |
| De baryte.............. | — | jaune-citron (3). |
| De protoxyde de mercure. | — | jaune orangé (4). |
| De bi-oxyde de mercure.. | — | rouge brique très-foncé, quelquefois violacé (5). |
| D'argent............... | — | rouge-pourpre très-beau (6). |
| De cuivre.............. | — | brun rouge. |

Le chrômate jaune de plomb est une des couleurs minérales les plus éclatantes; les carrossiers en consomment beaucoup pour peindre en jaune les caisses de voitures; on l'emploie aussi à la coloration des papiers de tenture, des différents tissus, des faïences et des autres poteries. On le vend dans le commerce en morceaux cubiques sous le nom de *jaune de chrôme ;* mais comme chaque fabricant emploie une recette particulière pour sa préparation, il est rare de trouver deux échantillons qui possèdent exactement la même teinte, la même densité, la même composition. Dans ces dernières années, la variété la plus belle et la plus recherchée portait le nom de *jaune de chrôme spooner*, dont on

(1) Cette couleur, nouvellement mise dans le commerce par MM. Leclaire et Barruel, est désignée sous le nom de *jaune-bouton d'or*. Elle s'allie très-bien aux autres produits employés dans la peinture à l'huile, couvre parfaitement et mérite, sous tous les rapports, de remplacer le jaune de chrôme qui noircit assez rapidement à l'air.

(2) Cette couleur peut être employée comme la craie pour la peinture en détrempe et pour les papiers peints. Mais la plus grande partie de celle qui est fabriquée sert à frauder le chrômate de plomb qu'on vend à bas prix.

(3) Connu dans les arts sous le nom de *jaune d'outre-mer;* il a la même destination que le chrômate de chaux.

(4) Il sert uniquement dans les fabriques de porcelaine à préparer l'oxyde de chrôme d'un beau vert, pulvérulent et d'un emploi facile; on le calcine, pour cela, dans un creuset ou une cornue; l'acide chrômique perd la moitié de son oxygène, tandis que l'oxyde de mercure est réduit; le métal se convertit en vapeur.

(5) C'est un chrômate tribasique, que, dans le commerce des couleurs, l'on désigne sous le nom de *rouge-pourpre*, et qu'on utilise pour la peinture des décors qui ne doivent pas être exposés à la lumière vive.

(6) Il est employé pour la peinture en miniature. On l'appelle aussi *rouge-pourpre*.

distinguait jusqu'à 6 numéros particuliers, offrant des teintes depuis le jaune clair jusqu'au jaune orangé.

Ce qu'on vend en trochisques, sous le nom de *jaune de Cologne*, est un mélange de 25 parties de chrômate de plomb, 15 de sulfate de plomb et 60 de sulfate de chaux. Cette couleur, moins riche que le jaune de chrôme pur, a néanmoins beaucoup d'éclat et une grande solidité; on s'en sert pour la peinture en détrempe.

On appelle *pâte-orange* un sous-chrômate de plomb d'une belle couleur rouge, très-employé dans la peinture à l'huile et la fabrication des toiles et des papiers peints. On le prépare en mêlant deux dissolutions bouillantes de chrômate jaune de potasse et de sous-acétate de plomb, et faisant chauffer avec un peu d'alcali le précipité orangé obtenu. — On obtient un produit encore plus beau, en faisant bouillir, pendant une heure et demie, 15 parties de chrômate jaune de plomb avec 2 parties de chaux caustique, préalablement délitée et délayée dans une petite quantité d'eau. Il se forme du chrômate de chaux soluble et du chrômate basique de plomb, qui est lavé, séché, puis calciné dans un creuset, jusqu'à ce qu'il ait pris une nuance écarlate.

Le *jaune de chrôme jonquille* du docteur Winterfeld est du sous-chrômate de plomb qui n'a pas subi la calcination. Il est hydraté et souvent même mélangé de carbonate de plomb. Il est employé comme le précédent pour les teintes orange et jaune d'or.

En associant au chrômate de plomb du bleu de Prusse, tous deux récemment précipités et encore humides, lavant le mélange et le séchant doucement à l'étuve, on produit le *cinabre vert* que les peintres à l'huile utilisent quelquefois; mais c'est une couleur peu solide au soleil et que les émanations sulfureuses noircissent rapidement.

Vingt-un ans après la découverte de Vauquelin, le chrôme faisait son entrée dans l'industrie, en 1818, sous la forme de chrômate de plomb pour la coloration des papiers peints, dans la belle manufacture de M. Zuber, à Rixheim, en Alsace. Un an après, en 1819, un chimiste de Paris, Lassaigne, attirait l'attention des teinturiers, sur l'utilité que ce même sel coloré pouvait rendre dans la décoration des tissus, et presque immédiatement, en 1820, MM. Kœchlin frères, de Mulhouse, livraient au commerce des indiennes avec des dessins en jaune de chrôme solide. Bientôt les teinturiers en fils et en pièces sur coton et sur soie les imitèrent et produisirent ces nouvelles nuances dites *jaune aladin*, *jaune* et *orange de chrôme*, *vert-printemps*, qui eurent tant de succès. Depuis ce moment, l'usage des chrômates n'a fait que s'étendre et se perfectionner, aussi en fait-on une prodigieuse consommation.

Rien de plus simple que de colorer la soie et le coton par ces

sels. Voici quelques échevettes que nous avons trempées à l'avance dans de l'azotate de plomb. Les fils, bien rincés et séchés, n'offrent jusqu'ici aucune couleur; mais si je les plonge dans un bain de chrômate de potasse, les voilà bientôt enrichis d'une belle teinte jaune de bouton d'or, parce qu'il se sera produit sur les fils ce qui a eu lieu tout à l'heure dans mon verre, c'est-à-dire une double décomposition des deux sels, et la formation d'un chrômate de plomb qui restera fixé sur les fibres du coton ou de la soie. Si maintenant je plonge pendant une minute ces fils colorés dans une eau légèrement alcaline et bouillante, la nuance jaune tournera à l'aurore, l'alcali enlevant au chrômate de plomb une partie de son acide, et le ramenant à l'état de sous-chrômate qui jouit de cette couleur.

Ces expériences vous donnent une idée, Messieurs, de la facilité avec laquelle on peut, une fois qu'on possède des notions de chimie, déterminer sur les tissus les mêmes réactions que celles qu'on produit dans les verres des laboratoires; elles vous montrent de plus en plus que la teinture et la peinture des toiles sont des arts entièrement chimiques, qu'on ne peut pratiquer avec succès qu'autant qu'on est versé dans les principes de la science.

Le bichrômate de potasse rend d'autres services chez les indienneurs, qui l'utilisent pour faire des *réserves*, des *enlevages*, pour préparer certains composés qui renferment de l'oxyde de chrôme seul ou associé à l'acide arsénique, et avec lesquels on produit sur calicot des impressions ou des fonds couleur gris vert.

En 1832, une nouvelle série d'applications a été trouvée par M. Leykauf, de Nuremberg. Ce chimiste a constaté que le bichrômate de potasse, employé seul, peut agir comme oxydant et contribuer à développer, à fixer et même à rehausser le ton de plusieurs matières colorantes jaunes et rouges. Cette découverte n'a pas été moins profitable que les précédentes à la teinture et à l'impression, notamment pour obtenir des bruns au cachou, des noirs au campêche, et toutes ces nuances foncées désignées sous le nom de *couleurs de conversion*.

C'est en présence de ces effets si variés, que M. Camille Kœchlin a pu dire, avec beaucoup de raison, que le chrôme est devenu, pour les arts de la teinture et l'impression, le *métal de la coloration*, autant que le fer est pour le monde, le *métal de la civilisation*.

### De l'aluminium.

Il n'est aucun de vous, Messieurs, qui ne connaisse, au moins de nom, le sel qui, sous la dénomination vulgaire d'*alun*, rend des services si importants à nos teintureries et à nos fabriques

d'indiennes, et qui ne sache que les poteries de toutes sortes sont confectionnées avec ces terres argileuses dont nos terrains recèlent tant de dépôts. Eh bien! la base essentielle de ces diverses substances, si curieuses à étudier, est un oxyde métallique de la troisième section de notre méthode; c'est l'OXYDE d'ALUMINIUM ou ALUMINE, dont je dois vous dire quelques mots.

Cet oxyde est assez rare à l'état de pureté, dans la nature. On le trouve, affectant une forme régulière ou cristalline, dans les Indes orientales, le Thibet, l'île de Ceylan, etc. Il est connu des lapidaires sous le nom de *Corindon* (*fig.* 294), et il constitue alors la pierre précieuse la plus dure et la plus recherchée, après le diamant. Cette pierre s'appelle *rubis*, quand elle est colorée en rouge de feu; *topaze orientale*, quand elle est d'un beau jaune citron; *saphir oriental*, si elle a une couleur bleue; *améthyste orientale*, si sa teinte est pourpre ou violette.

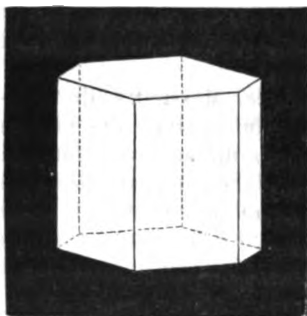


*Fig.* 294.

L'*Émeri* ou *Émeril* dont on fait tant usage dans les arts, en raison de sa dureté, pour user, aplanir, ou disposer au poli les glaces, les cristaux, les métaux, les marbres et les aciers, n'est autre chose que du corindon en grains irréguliers, mêlé à beaucoup d'oxyde de fer. Il est surtout très-abondant, sous cette forme, dans l'île de Naxos, au cap Emeri, dans les îles de Jersey et de Guernesey.

Avant de l'employer à l'usure et au polissage des corps durs, on réduit l'émeri en poudre fine sous des meules d'acier, et on délaie ensuite cette poudre dans l'eau, que l'on décante à plusieurs reprises, afin d'avoir des dépôts de plus en plus ténus.

Dans les flacons que l'on dit *bouchés à l'émeri*, on a usé le bouchon de verre dans le col même du vase, à l'aide de cette substance; aussi le contact des deux surfaces est-il parfait, qualité très-importante pour conserver à l'abri de l'air les liquides volatils ou facilement altérables.

Le *papier de verre*, si employé et si commode pour faire disparaître la rouille de la surface des ustensiles en fer, est préparé de la manière suivante. On imprègne d'une forte dissolution de colle forte une feuille de papier, puis on la saupoudre avec de l'émeri fin ou du grès pulvérisé. Le verre ou la ponce pilés produisent le même effet. On recouvre ensuite la feuille saupoudrée d'une autre feuille sur laquelle on passe un rouleau en appuyant fortement, afin que toutes les parties pulvérulentes adhèrent au papier. On secoue celui-ci lorsqu'il est sec, pour faire tomber tout ce qui n'est pas solidement fixé. On varie la finesse des matières dures qui recouvrent ce papier, suivant qu'on veut donner au fer un poli plus ou moins beau.

L'alumine pure des laboratoires est, comme le peroxyde de fer et l'oxyde vert de chrôme, un sesqui-oxyde, ainsi représenté $Al^2O^3$; elle affecte la forme d'une poudre légère, blanche, insipide, inodore, que la chaleur de nos plus violents feux de forge ne peut faire entrer en fusion. C'est sur cette dernière propriété qu'est fondé l'usage général que l'on fait des terres alumineuses pour la construction des fourneaux, des creusets et autres ustensiles en poterie, qui doivent aller au feu. Mais l'alumine devient fusible, dès qu'elle est mêlée à quelque oxyde alcalin, à la chaux, par exemple ; aussi les argiles sont-elles d'autant plus estimées qu'elles contiennent moins de chaux et plus d'alumine.

Cet oxyde terreux est tout à fait insoluble dans l'eau, malgré la grande affinité qu'il manifeste pour elle. Il l'absorbe avec promptitude, s'y délaie aisément et forme, avec une suffisante quantité de liquide, une pâte liante, propriété qu'il communique à toutes les matières avec lesquelles il se trouve mêlé naturellement ou à dessein. Cette pâte, exposée à l'action du feu, se dessèche, durcit et acquiert une telle cohésion, qu'elle ne peut plus se délayer dans l'eau et qu'elle résiste pendant longtemps à l'action des liquides les plus énergiques. C'est ce changement de propriétés par la cuisson, qui rend l'alumine si précieuse pour la confection des poteries et des ustensiles analogues.

Récemment précipitée d'une de ses combinaisons solubles, l'alumine est sous forme de gelée blanche ou d'hydrate, que la potasse et la soude caustiques rendent très-soluble dans l'eau.

Dans cet état, elle a une affinité prononcée pour les matières colorantes, qu'elle enlève à l'eau et aux autres substances qui leur sont unies. C'est ce que vous allez voir par l'expérience suivante : je délaie une certaine quantité d'alumine en gelée dans cette décoction de cochenille et je chauffe légèrement... Voilà la liqueur décolorée, et l'alumine se trouve actuellement imprégnée de la belle couleur rouge de la cochenille.

C'est à ces composés insolubles d'alumine et de matière colorante, qu'on donne, dans les arts, le nom de *laques*. On en fait un grand usage pour la peinture et l'impression des papiers de tenture.

A cause de cette propriété remarquable, l'alumine mérite surtout l'attention de ceux qui s'occupent de la coloration des tissus. Libre ou combinée, elle constitue un des *mordants* les plus précieux et le plus fréquemment employés, et c'est à elle que l'ALUN doit toutes les qualités qui le font rechercher pour la teinture.

Nous devons étudier ce sel avec quelques détails.

DES ALUNS. — Sous le nom univoque d'*alun*, on désigne, dans le

langage vulgaire de la chimie, tantôt un sulfate double d'alumine et de potasse, tantôt un sulfate double d'alumine et d'ammoniaque, tantôt enfin un mélange des deux précédents. Le premier est appelé *alun à base de potasse*, le deuxième *alun à base d'ammoniaque*, le troisième *alun ammoniacal*.

Voici la composition des deux premiers sels doubles :

| ALUN A BASE DE POTASSE. | | ALUN A BASE D'AMMONIAQUE. | |
|---|---|---|---|
| Sulfate d'alumine.... | 36,20 | Sulfate d'alumine.... | 38,64 |
| — de potasse.... | 18,34 | — d'ammoniaq.. | 12,88 |
| Eau combinée....... | 45,46 | Eau combinée....... | 48,48 |
| | 100,00 | | 100,00 |

Ils sont représentés par les formules suivantes :



Alun de potasse...... $KO,SO^3 + Al^2O^3,3SO^3 + 24HO$.

— d'ammoniaque.. $AzH^3,HO,SO^3 + Al^2O^3,3SO^3 + 24HO$.

L'alun à base de potasse est bien plus anciennement connu que le second (1).

Il existe tout formé aux environs de plusieurs volcans, mais la quantité en est si faible, qu'il faut recourir à différents procédés pour fournir au commerce les 5 ou 6 millions de kilogrammes qui lui sont annuellement nécessaires.

1° Tantôt on le retire d'un minéral appelé *alunite*, qui existe en abondance à la Tolfa et à Piombino dans la campagne de Rome, ainsi qu'en Hongrie, à Bereghszasz et à Musrog. Cette pierre, d'après M. Cordier, est une combinaison de 57 d'alun et de 43 d'hydrate d'alumine pour 100.

En la calcinant, on détruit le composé, on isole l'hydrate, et en lessivant alors la masse calcinée, on enlève tout l'alun qu'on

---

(1) Ce sel a été employé dans les Indes de toute antiquité. Jusqu'au quinzième siècle, il fut exclusivement préparé à Constantinople, à Alep, et à Rocca, ville de Syrie, d'où lui est venu le nom d'*alun de Roche*, qu'il porte encore dans le commerce. Un marchand génois, nommé Perdix, qui avait beaucoup voyagé en Orient, et qui s'était arrêté quelque temps à Rocca, établit sur l'île d'Ischia, vers le milieu du quinzième siècle, la première fabrique d'alun d'Europe. Presque en même temps, Jean de Castro, autre Génois, éleva une fabrique semblable à la Tolfa, près de Civitâ-Vecchia, qui est devenue très-célèbre, et qui n'a pas cessé d'être en activité jusqu'à nos jours. Enfin, Antonio de Piena établit, un peu plus tard, une fabrique d'alun à Volterra, dans le grand-duché de Toscane. Plusieurs autres exploitations de mines d'alun s'élevèrent successivement en Allemagne, en Espagne et en France, au seizième siècle, et Thomas Chaloner importa ce genre d'industrie en Angleterre, sous le règne d'Élisabeth. Cet art était cependant encore dans l'enfance à cette époque, et ne fit de progrès sensibles que lorsque la chimie put le guider par des données plus précises. C'est surtout aux recherches de Margraff, Monnet, Erxleben, Bergmann, Bérard, Chaptal, Descroizilles, Vauquelin et Curaudau, qu'on doit les développements de cette industrie.

fait cristalliser. Il est coloré en rose par un peu d'oxyde de fer, retenu mécaniquement entre les particules des cristaux. Il porte le nom d'*alun de Rome* dans le commerce.

Les alunières de la Tolfa, qui appartiennent au domaine des États romains, occupent encore aujourd'hui de 6 à 700 ouvriers. C'est Cœsalpin d'Arezzo, médecin naturaliste du seizième siècle, qui a donné, en 1593, la première description de leur exploitation.

2° Tantôt on abandonne au contact de l'air, ou, quelquefois, l'on grille des schistes alumineux mélangés naturellement de pyrites de fer. Le soufre se change en acide sulfurique que l'alumine de l'argile convertit, pour la plus grande partie, en sulfate d'alumine. Par des lessivages, on dissout ce sel. Comme il est mélangé de sulfate de fer, on sépare celui-ci par des cristallisations, et, dans les eaux mères décantées, on ajoute du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, ce qui forme de l'alun. Celui-ci se dépose en raison de son peu de solubilité à froid. On le purifie par des lavages à l'eau froide, et par une cristallisation à l'eau bouillante. Mais quelque chose que l'on fasse, il retient toujours du sulfate de fer. Ce sont là les *aluns de Picardie, de Liége, d'Allemagne, d'Angleterre.*

3° Enfin, on produit encore de l'alun de toutes pièces en traitant les argiles les plus pures, notamment le *kaolin de Cornouailles*, par l'acide sulfurique à 52°, à la température de + 70° environ, et versant dans les liqueurs concentrées du sulfate de potasse ou d'ammoniaque (c'est ce qu'on appelle *brevetage*). L'alun obtenu ainsi est très-pur : il est connu sous le nom d'*alun fin de Paris*.

La fabrication en grand de cet alun artificiel est due à Curaudau (1), qui l'établit, il y a environ 66 ans, à Javelle près Paris, et à Chaptal, qui l'introduisit à Montpellier, à peu près à la même époque. Elle porta un coup fatal aux alunières de la Tolfa qui jusqu'alors avaient fourni à la consommation de presque toute l'Europe.

L'alun à base d'ammoniaque est actuellement beaucoup plus commun qu'autrefois, parce qu'on utilise, à la préparation de ce

(1) Curaudau (François-René), né à Séez en 1765, mort à Paris en 1813, apprit d'abord la pharmacie sous Deyeux et Bouillon-Lagrange, puis s'adonna à la chimie industrielle qu'il enrichit de ses vues ingénieuses et de ses découvertes. Il fut professeur de pyrotechnie et l'un des membres les plus actifs et les plus distingués de la Société d'encouragement. On a de lui un *Traité sur le Blanchissage à la vapeur* (1 vol. in-8°, Paris, 1806), et une foule de mémoires qui ont été insérés dans le *Journal de physique*, les anciennes *Annales de chimie*, le *Journal d'économie rurale*, les *Bulletins de la Société d'encouragement*. Ses travaux les plus importants sont ceux sur les appareils de chauffage économique, de distillation, d'évaporation des liquides, la fabrication du savon, de l'alun, le sucre de betterave, les métaux alcalins, le chlore, l'acide borique, le radical prussique, la décomposition du sel marin, le tannage des toiles à voile et des filets de pêche, etc.

sel, le sulfate d'ammoniaque produit en grandes quantités par les usines à gaz d'éclairage.

Voici quelles sont les principales espèces commerciales d'alun :

1. *Alun de France ou de fabrique.* — Masses grosses, unies, d'un blanc et d'un éclat vitreux, d'une transparence un peu louche, d'une cassure sèche, assez brillante, offrant un aspect humide.

Ces masses sont obtenues en soumettant les cristaux d'alun à la fusion aqueuse, et coulant le liquide dans de grands vases où il se fige.

*Emballage.* — Barriques de bois blanc de 400 à 600 kilogr.

2. *Alun fin de Paris.* — Masses irrégulières et morceaux de toutes dimensions. Blanc mat, transparence pure, cassure fraîche et brillante.

*Emballage.* — Futailles de 500 kilogr.

3. *Alun de Liége.* — Masses plus ou moins considérables, d'une transparence nébuleuse, d'un blanc moins pur que dans les précédentes, à cassure vitreuse.

Autrefois l'alun de Liége, produit par une trentaine de petites fabriques, était sale et impur. Les masses avaient un *pied* considérable, c'est-à-dire que la partie inférieure des blocs était colorée en gris et presque opaque, souillée par un dépôt terreux et ocracé. Aujourd'hui, il est presque aussi beau que les aluns de France ; il est préparé avec beaucoup plus de soin par la seule fabrique en activité, située à Saint-Nicolas, près Corphalie, entre Liége et Hüy, sur les bords de la Meuse.

*Emballage.* — En vragues.

4. *Alun de Rome.* — Petits morceaux, dont beaucoup ont la forme cubique ou cubo-octaédrique, recouverts d'une efflorescence farineuse rosée, et offrant dans leur cassure des couches parfaitement incolores et des couches rosées.

*Emballage.* — En caisses et en barils de tous poids.

5. *Alun du Levant,* dit *de Smyrne.* — En morceaux irréguliers, rougeâtres.

On le confond avec l'alun de Rome, dont il offre toute l'apparence.

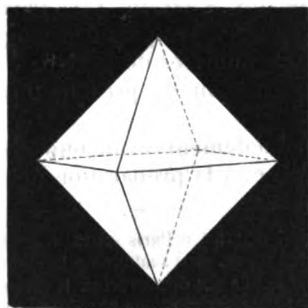


*Fig.* 295.

Voyons, avant d'aller plus loin, quels sont les caractères essentiels de l'alun pur.

Il cristallise en beaux octaèdres bien réguliers, souvent d'un grand volume (*fig.* 295 et 296). Ses cristaux sont efflorescents et se recouvrent d'une poussière blanche et opaque.

Il a une saveur d'abord douceâtre, mais ensuite fortement astringente.

Il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, puisque, d'après M. Poggiale, 100 parties en dissolvent : 9,52 à $+10°$, et 357 parties 1/2 à 100°.

Sa dissolution rougit la teinture de tournesol. Elle est troublée par l'eau de chaux, les carbonates alcalins, le bicarbonate de

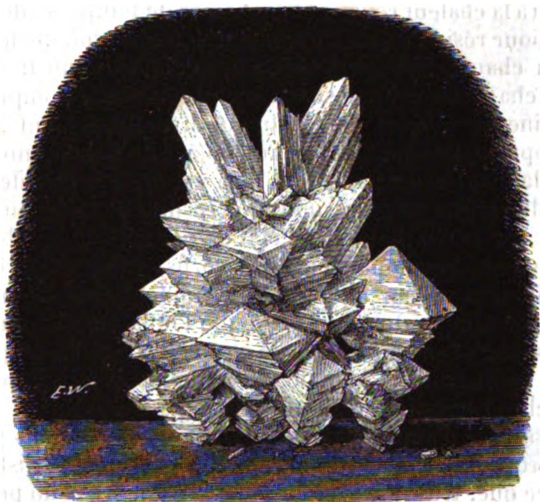


*Fig.* 296.

chaux, mais non par le sulfate de chaux. Conséquemment, si les eaux dures décomposent l'alun, elles doivent cette propriété, non au sulfate de chaux, mais au bicarbonate de chaux qui s'y trouve.

Les eaux de potasse et de soude produisent, dans cette même dissolution, des flocons blancs gélatineux d'hydrate d'alumine, mais qu'un excès d'alcali redissout, parce qu'il se forme un ***aluminate de potasse*** ou ***de soude*** soluble.

L'ammoniaque caustique précipite également l'alumine de l'alun, mais sans la redissoudre ensuite; aussi est-ce cet alcali que l'on emploie quand on veut avoir de l'*alumine en gelée;* celle-ci est ensuite lavée soigneusement avec de l'eau distillée bouillante.



*Fig.* 297.

L'alun, soumis à l'action de la chaleur, se fond dans son eau de cristallisation, vers + 92°. A partir de 100°, il perd de plus en plus de son eau, et à 200°, il n'en garde plus qu'un demi-équivalent. Pendant cette dessiccation, le sel se boursoufle considérablement et forme une sorte de champignon (*fig.* 297) qui s'élève progressivement au dehors du creuset à une assez grande hauteur; c'est alors l'*alun calciné* que les

médecins emploient, comme caustique, pour ronger les ulcères et les chairs baveuses. Cet alun, presque anhydre, étant porté et maintenu à la chaleur rouge pendant assez de temps, se décompose et laisse pour résidu un mélange d'alumine et de sulfate de potasse.

Si l'on chauffe fortement l'alun desséché avec un tiers de son poids de charbon ou d'une substance végétale quelconque, sucre, miel, farine, on obtient un résidu noirâtre pulvérulent, qui jouit de la propriété de s'enflammer au contact de l'air humide, et de brûler à la manière de l'amadou. Cela est dû à la grande combustibilité du sulfure de potassium, qui résulte de la décomposition de l'alun par le charbon, et à l'état de porosité du charbon et de l'alumine qui l'accompagnent. Ces corps, condensant brusquement l'air et la vapeur aqueuse, déterminent dans la masse une élévation de température qui provoque l'inflammation du sulfure de potassium, et par suite celle du charbon. Ce mélange pyrophorique est connu sous le nom de *pyrophore de Homberg*, parce que c'est ce chimiste qui l'a d'abord obtenu.

L'alun à base d'ammoniaque jouit, à peu d'exceptions près, des mêmes propriétés que l'alun à base de potasse ; on le distingue :

1° Parce que, trituré avec de la chaux en poudre et un peu d'eau, il exhale une odeur ammoniacale très-prononcée;

2° Parce que, chauffé au rouge, il se décompose entièrement et ne laisse pour résidu que de l'alumine pure ;

3° Enfin, parce qu'il ne peut point donner de *pyrophore* comme le précédent.

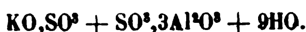
Les aluns sont d'autant plus estimés, qu'ils contiennent moins de sulfate de fer, attendu que ce sel leur communique des propriétés nuisibles, notamment celle de brunir les couleurs délicates de la gaude et de la cochenille. On reconnaît leur impureté. quand leur dissolution prend une teinte bleue, au bout de peu de temps , par l'addition de quelques gouttes du réactif nommé *prussiate de potasse ferrugineux*. Les aluns les plus purs sont ceux de Rome et de Paris.

Pour vous montrer, Messieurs, l'influence fâcheuse des aluns ferrugineux dans une foule d'opérations de teinture, je vais teindre en jaune de gaude ces deux écheveaux de soie, dont l'un a été imprégné à l'avance d'une solution d'alun pur, et l'autre d'alun impur. Après 10 ou 15 minutes de séjour dans une décoction de gaude, le premier écheveau aura acquis une couleur jaune très-vive et très-franche; l'autre aura une teinte plus ou moins olivâtre.

Il est heureusement facile de purifier l'alun. Il suffit, après l'avoir concassé grossièrement, d'en faire une couche de 40 à 50 centimètres d'épaisseur, et de l'arroser avec de petites quantités d'eau, jusqu'à ce que le liquide de lavage ne soit plus coloré en bleu par le prussiate de potasse. Le sulfate de fer, étant bien

plus soluble que l'alun, est complétement entraîné par l'eau.

L'*alun de Rome* a été, de tous temps, considéré par les teinturiers comme le meilleur qu'on puisse employer pour les teintures délicates, et cette opinion est fondée sur des faits de pratique bien constatés. On a cru d'abord que cette supériorité était due à ce qu'il est exempt de sulfate de fer ou qu'il n'en renferme jamais que des traces. Mais la véritable cause tient à ce que l'alun de Rome est bien plus riche en alumine que l'alun ordinaire ; c'est un *alun basique* contenant pour 1 équivalent de sulfate de potasse 3 équivalents de sulfate d'alumine tribasique. Il est donc représenté dans sa composition par la formule suivante :



$$KO,SO^3 + SO^3,3Al^2O^3 + 9HO.$$

Cet alun a, par suite, deux propriétés toutes spéciales : 1° sa forme cristalline n'est plus l'octaèdre, mais le cubo-octaèdre et même le cube parfait (*fig.* 298) ; 2° sa dissolution chauffée au-dessus de + 40°, se trouble et laisse déposer une poudre blanche micacée qui est du sulfate d'alumine tribasique ; par l'ébullition, elle se dépouille de tout l'excès d'hydrate d'alumine qui s'y trouve, et elle ne fournit plus, par la cristallisation, que de l'alun octaédrique.

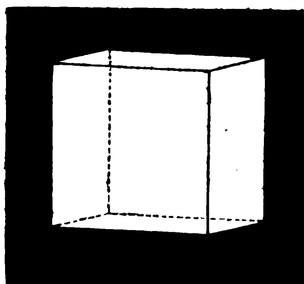


*Fig.* 298.

Ces caractères permettent de distinguer le véritable alun de Rome de certains aluns de Paris qui n'ont de commun avec lui qu'une nuance rosée, qu'on leur donne en les roulant dans une poussière formée de colcothar et d'alun.

On peut communiquer à l'alun octaédrique ordinaire toutes les qualités de l'alun de Rome, en faisant chauffer sa dissolution, opérée à + 30 ou 40°, avec 0,03 de carbonate de soude sec ; on l'amène ainsi à l'état d'alun cubique exempt de traces de fer. Les bons teinturiers sur coton et sur soie se servent depuis longtemps de ce moyen, conseillé par d'Arcet.

Indépendamment des nombreux usages de l'alun dans l'art de la teinture proprement dite, comme matière première de laquelle dérivent directement ou indirectement toutes les préparations de l'alumine, tous les mordants acides ou alcalins de cette base, ce sel satisfait encore à beaucoup d'autres applications, ainsi que vous le verrez successivement.

Dans l'économie domestique, on peut en tirer un avantageux

parti pour rendre de la limpidité à une eau bourbeuse. Depuis fort longtemps, on connaît la propriété que possède l'alun d'éclaircir les eaux troubles. En Chine, on met un morceau de ce sel dans le creux de la jointure d'un bambou percé de plusieurs trous, et on agite fortement l'eau avec ce bambou pendant plusieurs minutes : cela suffit pour clarifier l'eau et la rendre potable.

Les blanchisseuses des environs de Paris se servent du même moyen pour éclaircir les eaux de la Seine que les orages ont rendues troubles (1).

Félix d'Arcet, pendant son séjour en Égypte dans les années 1828 et 1829, y a fait adopter l'usage de l'alun. Il a constaté qu'avec 1/2 gramme d'alun par litre d'eau du Nil, qui renferme, pendant l'inondation, jusqu'à 8 grammes de matières en suspension par litre, on obtient en une heure une clarification complète. Avec moitié moins de sel, l'effet est analogue, mais exige plus de temps. Pour les eaux de la Seine, il faut tout au plus 2 décigrammes d'alun par litre, soit par conséquent 2 kilog. par hectolitre d'eau. Mais il y reste des traces sensibles de ce sel, aussi M. Boutigny pense que cela peut, à la longue, exercer une fâcheuse influence sur la santé. Si cela est, l'emploi des filtres de charbon, quoique plus long, serait préférable lorsque l'eau doit servir de boisson (2).

En 1830, le chevalier Origo, colonel des pompiers de la ville de Rome, a reconnu que l'eau saturée d'alun et tenant en suspension de l'argile, éteint beaucoup plus vite les incendies que l'eau ordinaire. C'est la reproduction du procédé qu'employaient les *Vigili* de l'ancienne Rome, puisqu'à ces époques reculées, on faisait usage d'un mélange d'eau, de vinaigre et d'argile, pour arrêter

---

(1) En Égypte, on se sert d'un petit pain d'amandes pour clarifier l'eau. Le *sácca* ou porteur d'eau en frotte l'intérieur des vases qui renferment le liquide, en faisant entendre un sifflement aigu qu'il croit indispensable à la bonne réussite de l'opération ; puis il agite l'eau fortement en tous sens et la laisse en repos pendant plusieurs heures. Elle est alors très-limpide et très-claire. C'est l'huile, provenant de la division du pain d'amandes, qui s'unit aux matières terreuses en suspension dans l'eau, les graisse pour ainsi dire, et les précipite en facilitant leur séparation d'avec le liquide. Au Caire et dans tous les bazars de l'Égypte, on vend de ces petits pains d'amandes au prix de 5 paras, ou environ 4 centimes. Au Sennaar et à Dongolah, en Nubie, on emploie, pour le même objet, des fèves, des haricots et même des graines de ricin.

(2) Arago parlait un jour de l'alunage de l'eau à un ingénieur anglais qui se lamentait sur l'imperfection actuelle des moyens de purification en grand. « Ah! que me proposez-vous, répondit-il sur-le-champ ; *l'eau, comme la femme de César, doit être à l'abri du soupçon.* » Voilà, dit Arago, dans une forme peut-être singulière, mais vraie, la condamnation définitive de tout moyen de clarification qui introduit dans l'eau de rivière quelque nouvelle substance dont elle était d'abord chimiquement dépourvue. Il est ici question de l'eau qui doit servir de boisson, car pour celle qu'on applique aux autres usages de la vie, il est indifférent qu'elle renferme de l'alun, du sulfate de soude ou autres sels analogues, surtout en aussi petites proportions.

les progrès du feu. La faible dépense qu'occasionnerait le procédé de M. Origo, serait bien compensée par la rapidité avec laquelle on parviendrait à maîtriser l'action du feu (1).

Depuis une quinzaine d'années, on trouve dans le commerce le sulfate simple d'alumine, $Al^2O^3,3SO^3 + 18HO$, en blocs ou morceaux rectangulaires, blancs, plus ou moins durs. Quelquefois, cependant, il est à l'état pâteux. Il a la saveur de l'alun, mais à un degré plus prononcé. Il a une réaction fortement acide; il s'humecte à l'air; il est facilement soluble dans l'eau froide, et on peut ainsi, sans application de la chaleur, en préparer les dissolutions les plus concentrées.

Ce sel est préparé par l'action directe de l'acide sulfurique faible sur les argiles les moins ferrugineuses. Son plus grand usage est l'encollage de la pâte à papier. On pourrait le substituer avec avantage à l'alun pour la préparation des laques et mordants, s'il était moins acide, plus exempt de fer, et d'une composition plus régulière. J'ai trouvé, dans divers échantillons de sulfate d'alumine du commerce de 22 à 34 p. 100 d'acide sulfurique en excès. et de 20 à 31 p. 100 d'eau.

## Des Argiles et des Poteries.

L'alumine existe, je l'ai déjà dit, dans tous les sols propres à la culture, et surtout, en très-grande proportion, dans les espèces de terre qu'on désigne sous le nom spécial d'*argiles.*

Ce qui caractérise essentiellement ces substances terreuses, c'est la propriété qu'elles ont de former avec l'eau une pâte ou bouillie glutineuse ayant assez de ténacité pour se laisser allonger en différents sens, et qui, par la cuisson, se durcit au point de ne pouvoir plus se délayer dans l'eau et d'étinceler par le choc du briquet.

Très-répandues à la surface de la terre, les argiles appartiennent en quelque sorte à tous les terrains. Elles forment fréquem-

(1) M. Gaudin, calculateur du bureau des longitudes, a proposé, en 1836, de faire servir au même usage l'eau chargée de chlorure de calcium, composé qui réunit à la fois l'abondance et le bas prix, la fusibilité et la solubilité la plus grande et la plus persistante, la décomposition la plus difficile, et par conséquent, vis-à-vis du bois en ignition, l'adhérence et la pénétration la plus intime, toutes qualités précieuses, sinon indispensables, pour l'objet en vue. Injecté en solution médiocrement concentrée sur des charbons ardents, il les couvre à l'instant d'une couche vitreuse qui arrête la combustion sur tous les points de la surface. La potasse du commerce peut remplir le même effet que l'alun et le chlorure de calcium. Le docteur Clanny a publié, en 1843, que le sel ammoniac brut est très-efficace dans les cas d'incendie; la dissolution, faite dans les proportions de 28 grammes de sel par litre d'eau, arrête instantanément le feu le plus violent.

ment des collines remarquables en ce qu'elles ne présentent jamais le moindre escarpement, et sont d'une stérilité complète. C'est surtout dans les terrains les plus modernes, qu'on les voit en couches ordinairement horizontales, souvent fort étendues et généralement situées à peu de profondeur. La densité de ces couches et leur disposition, qui ne permettent pas à l'eau de les traverser, influent beaucoup sur la direction des eaux souterraines, et déterminent la formation de ces grandes nappes d'eau que la sonde du mineur va chercher pour faire ce qu'on appelle les *puits jaillissants* ou *artésiens*.

La composition des argiles est extrêmement variable. Leur base est l'alumine unie à de la silice et à de l'eau, dans les rapports de :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| | 18 à 39 | p. 0/0 | d'alumine. |
| | 46 à 67 | — | de silice. |
| et | 6 à 19 | — | d'eau. |

A ce *silicate d'alumine* s'ajoutent, en mélange, du sable ou de la silice libre, de la chaux, du carbonate de chaux ou de magnésie, des oxydes de fer et de manganèse, etc., dont les proportions varient à l'infini. On y trouve encore parfois des pyrites, du mica, des débris de roches feldspathiques, du bitume, des matières organiques. Il y a presque toujours de la potasse, dont la proportion peut s'élever jusqu'à 4 p. 100, d'après M. Mitscherlich. Cette potasse est à l'état de silicate, et elle provient évidemment de la décomposition du feldspath, du mica et autres roches siliceuses et alumineuses qui ont contribué à la formation des argiles.

La présence de chacun de ces corps influe sur les caractères des argiles et les rend quelquefois impropres à l'emploi auquel on les applique ordinairement. Ainsi, le sable diminue leur liant et leur ténacité, leur donne de l'âpreté quand il est en grande quantité. — Le carbonate de chaux les rend effervescentes et très-fusibles. — L'oxyde de fer les colore et leur donne aussi de la fusibilité. — Les bitumes leur communiquent de l'odeur. — La magnésie les rend généralement moins fusibles et leur procure une onctuosité particulière.

Toutes, par la calcination, éprouvent un *retrait* plus ou moins considérable, suivant les variétés, mais d'autant plus prononcé que la température est plus élevée. C'est sur cette propriété qu'est fondé le *Pyromètre de Wedgwood*.

Presque toutes absorbent l'eau avec promptitude, et même avec sifflement. C'est à la grande affinité qu'elles manifestent pour ce liquide, bien qu'elles y soient complétement insolubles, qu'elles doivent la propriété de s'attacher à la langue, en s'emparant de l'humidité qui recouvre cet organe. Cette propriété est désignée sous le nom de *happement à la langue*.

La plupart répandent une odeur particulière par l'insufflation de l'haleine. C'est cette odeur que l'on perçoit, dans l'été, immédiatement après la première ondée d'une pluie modérée.

Presque toutes sont douces et onctueuses au toucher, se laissent facilement couper et polir par le frottement de l'ongle.

Il en est un grand nombre qui se colorent plus ou moins par la calcination; quelques-unes, au contraire, qui sont colorées, perdent leur couleur par l'application du feu. Les premières sont celles qui renferment ou de l'oxyde de fer au minimum d'oxydation ou du sulfure de fer, qui passent à l'état de peroxyde par la chaleur et le contact de l'air. Les secondes sont celles qui contiennent du bitume ou autres matières organiques qui sont décomposées et réduites en produits volatils par la calcination. On ne peut donc pas préjuger de la coloration que les argiles prendront au feu par la teinte qu'elles ont naturellement.

Les nombreuses variétés d'argile, dont chacune, pour ainsi dire, a reçu quelque application particulière dans les arts, peuvent être partagées en quatre grandes divisions :

Les argiles infusibles ou *plastiques*,
— plus ou moins fusibles ou *figulines*,
— effervescentes ou *marnes*,
— ocreuses ou *ocres*.

1. Les premières, qui ne contiennent que des traces des corps étrangers au silicate d'alumine, sont surtout précieuses pour la confection des poteries de toutes sortes, depuis les plus communes, comme les grès, les pots de verreries, jusqu'aux plus estimées, comme la porcelaine.

« L'art de la poterie, dit Brongniart, est, après l'art de fabriquer des armes pour leur défense, quelques tissus grossiers pour leurs vêtements, celui que les hommes ont cultivé le premier, celui qui a été comme la première ébauche de la civilisation; car les armes étaient indispensables pour soutenir et défendre la vie; les tissus végétaux ou de peaux, pour éloigner des douleurs physiques, les deux seules choses évidemment et essentiellement utiles, tandis que la fabrication de la poterie la plus grossière est déjà un art de luxe. On peut vivre, et vivre sans souffrance, et ne point faire cuire ses aliments; mais il faut peut-être, pour faire avec le limon le moins rebelle au maniement du potier, un vase qui se durcira à l'air et au feu, et ne servira qu'après le résultat éloigné de cette opération; il faut, dis-je, plus de soins, de réflexions et d'observations, que pour façonner du bois, des os, des peaux et des filaments, des armes et des vêtements, car ces matériaux offrent immédiatement à l'ouvrier le résultat de son travail. »

La *porcelaine*, dont la découverte paraît remonter, en Chine et au Japon, à plus de 2000 ans avant l'ère chrétienne, et qui n'a été importée en Europe par les Portugais que vers 1500, est faite avec une argile blanche très-pure, qu'on appelle *kaolin* : cette argile provient de la décomposition du feldspath, ou plutôt des roches primitives, composées de feldspath, de quartz et de mica, telles que les granites, gneiss, pegmatites, etc.; aussi la trouve-t-on dans les carrières, mêlée avec ces roches réduites par la désagrégation à l'état de sable. Il en existe de vastes dépôts en Chine, en Saxe, en Russie, en Angleterre et en France, notamment à Saint-Yrieix (Haute-Vienne), aux Pieux près Cherbourg, à Louhossoa (Basses-Pyrénées), etc. Par la lévigation de ces feldspaths altérés, on sépare le sable et le mica de l'argile blanche et très-fine qu'on met en pains ou blocs carrés, qui sont ensuite séchés au soleil.

Les belles porcelaines de France sont actuellement recherchées sur tout le globe. Cette pâte céramique est recouverte d'un enduit ou vernis terreux, et presque toujours ornée de dorures ou de magnifiques couleurs minérales (1).

Les *faïences fines* ou *anglaises*, dites *terre de pipe* et *cailloutages*, imaginées en Angleterre vers la fin du dix-septième siècle, et singulièrement perfectionnées par le célèbre Wedgwood en 1763, sont des poteries à pâte blanche, opaque, dure et sonore, recouvertes d'un vernis cristallin plombifère. Cette pâte est essentiellement composée d'argile *plastique* infusible et de silex broyé fin. Les pipes sont fabriquées avec cette même argile blanche.

C'est aussi avec une argile plastique très-réfractaire que l'on prépare les creusets, les briques pour fourneaux et autres objets qui doivent supporter une forte chaleur, ainsi que les poteries de grès avec ou sans émail, incolores ou revêtues de couleurs très-variées.

Les argiles plastiques les plus employées sont celles de Forges-les-Eaux (Seine-Inférieure), d'Abondant, près Dreux (Eure-et-Loir), de Montereau (Yonne), de Roquevaire (Bouches-du-Rhône), de Barsons (Hautes-Pyrénées), de Bettilhdorff (Bas-Rhin), de Chapelle-aux-Pots, près Beauvais (Oise), etc.

2. Les argiles *figulines*, plus ou moins fusibles ou ramollissables, sont encore plus nombreuses, et on en trouve à peu près partout. Elles sont employées dans la fabrication des poteries qui n'ont pas besoin d'être soumises, pour leur cuisson, à cette haute température qui donne à la

---

(1) Pendant bien longtemps, on s'est servi en Europe de la porcelaine de Chine sans en connaître la nature. Pancirole, au seizième siècle, avançait dans son livre *des choses perdues ou inventées*, que c'était une composition faite avec du plâtre, des blancs d'œufs et des écailles de coquilles marines qu'on tenait enfouies sous terre pendant 80 ans; *de sorte qu'un ouvrier qui entreprenait cette profession, ne travaillait que pour sa postérité*. Mais enfin on sut que la porcelaine était une poterie, ou faïence, plus fine que les autres. Sa composition fut reconnue en Saxe au commencement du dix-huitième siècle, par le chimiste baron de Boëticher, et en France par le célèbre Réaumur, en 1727. — Suivant les uns, le nom de *porcelaine* vient du portugais *porcellana*, petite tasse ; suivant Marsden, c'est le nom de la coquille univalve à surface blanche et polie dont on avait comparé la forme convexe au dos arrondi d'un *porcello* ou petit cochon.

pâte une telle dureté qu'elle ne pourrait plus prendre facilement les glaçures plombifères.

La *faïence commune* ou *italienne* est préparée avec une argile figuline plus ou moins calcaire, que l'on recouvre, après la cuisson, d'un émail blanc et opaque, composé essentiellement d'oxydes de plomb et d'étain. On avance généralement que c'est à Faënza, en Romagne, vers 1300, qu'ont été établies les premières fabriques de faïences, et qu'elles y ont été importées des possessions arabes en Espagne, et notamment de Majorque; de là le nom de *maïolica* qu'on leur a donné, et que portent encore les anciennes faïences toscanes. Toutefois, le mot *faïence* vient, non de Faënza, mais de *Fayence*, petit bourg de Provence, dans le diocèse de Fréjus, l'un des premiers endroits du royaume où l'on ait fabriqué ce genre de poterie, et dont les ateliers avaient déjà de la réputation avant les grandes manufactures créées par Henri IV, à Paris, à Nevers et à Brissambourg, en Saintonge. Déjà, dans le seizième siècle, la faïence de Rouen était fort estimée.

Les briques (1), les tuiles, les carreaux, les poteries rouges et grossières, sont préparés avec une argile très-commune et fusible, dite *terre glaise*, qui sert également à garnir les bassins pour y conserver l'eau, à faire les modèles des sculpteurs et des graveurs. Cette terre, naturellement jaune, devient rouge par la cuisson, parce que l'hydrate de fer qu'elle contient passe à l'état de peroxyde rouge en se desséchant.

L'*argile smectique* ou *terre à foulon* sert principalement à enlever aux draps l'huile qu'on emploie dans leur fabrication. Dans beaucoup de pays, on l'emploie en guise de savon, pour nettoyer le linge.

En France, les terres à foulon les plus renommées sont celles d'Issoudun (Indre), de Villeneuve et de Septême (Isère), de Flavin (Aveyron), de Rittennau en Alsace.

La *pierre à détacher*, qu'on vend à Paris, est une argile calcarifère de la formation gypseuse, qui forme une couche épaisse à Montmartre. On l'emploie tantôt seule, tantôt mélangée avec un peu de carbonate de soude, qui lui donne la propriété de raviver les couleurs altérées par les acides.

3. Les argiles *effervescentes* ou *marnes* ne sont autre chose que des mélanges, à proportions très-variables, d'argile et de craie dont l'agriculture tire un grand parti pour l'amendement des terres. Cet usage est bien ancien, puisqu'on le trouve établi chez les Romains. On applique

---

(1) Les briques ont été les premiers matériaux employés par les hommes lorsqu'ils ont commencé à bâtir. Elles entrent dans la construction de la plupart des bâtiments les plus anciens, surtout de ceux qu'on trouve encore dans les plaines de l'Asie, où l'on suppose que se sont formées les premières sociétés. Plusieurs de ces anciennes briques sont très-grosses en comparaison des nôtres, et ne paraissent pas avoir été cuites au feu; elles ont été simplement séchées au soleil. Pour leur donner plus de solidité, on ajoutait à l'argile sablonneuse dont elles étaient composées, de la paille hachée, et même des fragments de joncs et d'autres plantes de marais. Telles sont les briques de l'Égypte et de l'ancienne Babylonie. On avait aussi employé, dans la construction de Babylone, des briques cuites, et même vernissées, ou émaillées de couleurs assez vives.

surtout aux terres les marnes qui se délitent spontanément ou se réduisent le mieux en poudre grossière par le contact de l'air. Certaines marnes plus dures servent à faire des faïences et poteries communes.

4. Enfin, il y a un certain nombre d'argiles qui renferment assez de peroxyde de fer, pour servir dans la coloration des papiers peints, dans les peintures communes en détrempe, et les peintures extérieures à l'huile, pour garantir des effets de la pluie ou de l'humidité les volets, persiennes, instruments aratoires, clôtures en bois, charrettes, etc. C'est à ces argiles très-ferrugineuses qu'on donne le nom d'OCRES.

Lorsque l'oxyde de fer qu'elles contiennent est anhydre, elles sont d'un rouge plus ou moins foncé : telle est la *sanguine*, ou *craie rouge* de la Bohême et de la Thuringe, avec laquelle on fait des crayons ; tel est le *rouge d'Almagra* des environs de Murcie (Espagne), qui sert pour polir les glaces et les grosses pièces de fer, colorer le tabac et différents mets, pour peindre les maisons, marquer les moutons, etc. (1) ; tels sont encore le *bol d'Arménie* et la *terre sigillée*, usités en médecine, etc.

Elles sont jaunes, au contraire, quand l'oxyde de fer est hydraté ; mais alors elles deviennent rouges par la calcination. Elles sont bien plus communes que les premières. On les trouve en France, principalement à Saint-Georges sur la Prée, près Vierzon (Cher), à Bitry, près Saint-Amand (Nièvre), à Pourrain, Diges, Toucy, près Auxerre (Yonne). Elles sont exploitées par puits et galeries. Mais la plus grande partie des ocres vient de Saxe. L'industrie se borne à les épurer mécaniquement, et à les broyer soit à l'eau, soit à l'huile. Les mieux lavées et les plus fines ont toujours une teinte jaune terreuse ; les peintres les connaissent sous les noms de *terre de montagne, terre d'Italie, ocre de rue.*

C'est avec les ocres jaunes naturelles qu'on fabrique les diverses ocres rouges employées comme couleur, sous les noms de *brun rouge, terre rouge d'Italie, rouge de Nuremberg, rouge indien, rouge à polir, rouge d'Angleterre ;* on réserve plus spécialement le nom de *rouge de Prusse* à celle qui possède une teinte rouge vive. La calcination qu'on fait subir aux ocres jaunes s'effectue sur des plaques métalliques chauffées au rouge ; lorsque la terre, réduite en très-petits fragments, a acquis la couleur désirée, on la refroidit brusquement en la projetant dans de l'eau froide. On la soumet à plusieurs lévigations et décantations, puis on fait sécher la poudre à l'air. Les couleurs désignées, dans le commerce, sous les noms de *rouge de Venise, rouge d'Anvers, terra rosa,* sont obtenues de la même manière.

Il y a des ocres brunes qui, comme je l'ai déjà dit, doivent leur couleur à un mélange d'hydrates d'oxydes de fer et de manganèse. Elles forment la *terre d'ombre* et la *terre de Sienne,* que les arts emploient à l'état naturel et à l'état calciné, pour la confection des pastels, la colora-

---

(1) D'après Proust, cité par M. Fournet, le *rouge d'Almagra* ou *d'Almagné*, proviendrait de l'altération des pyrites de fer au contact de l'air. Ces pyrites éprouvent, en effet, une décomposition lente, qui substitue l'oxygène au soufre sans qu'elles perdent rien de leurs dimensions ; elles ne sont alors que du peroxyde de fer anhydre ; si les eaux transportent, divisent et atténuent cet oxyde rouge ainsi formé, il se change en ocre rouge. Ce serait là l'origine du *rouge d'Almagra,* d'après les savants nommés plus haut.

tion des papiers, des toiles, des poteries, des porcelaines, et comme couleurs à l'huile et même à l'eau.

Le *brun Van-Dyck*, dont la peinture à l'huile fait un si fréquent usage, est obtenu tantôt en calcinant l'ocre jaune du midi de la France et de l'Italie, à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'elle ait acquis la teinte voulue; c'est alors le *brun Van-Dyck ordinaire,* qu'on vend en morceaux, en grains, en poudre impalpable; tantôt en calcinant plusieurs fois le colcothar de manière à lui faire prendre une teinte brune particulière; on l'appelle alors, suivant les localités où il a été préparé : *brun Van-Dyck de Suède* ou *d'Angleterre.*

L'emploi des ocres dans la peinture remonte à la plus haute antiquité. Théophraste, Pline, Vitruve mentionnent que, de leur temps, on brûlait des terres de Sinope, d'Arménie et l'ocre jaune d'Afrique pour en faire du rouge artificiel. Ce sont les Hollandais qui, les premiers, rétablirent cette industrie dont ils gardèrent bien longtemps le monopole; ils faisaient venir de France de l'ocre jaune pour nous la revendre ensuite sous le nom de *rouge de Prusse.*

## Extraction de l'aluminium.

Ce n'est que depuis 1854, grâce à M. H. Sainte-Claire Deville, qu'on connaît le véritable métal de l'alumine et des argiles, car ce que les chimistes avaient regardé jusqu'alors comme de l'aluminium n'était autre chose qu'un mélange d'aluminium, de platine et de chlorure double d'aluminium et de potassium. Ce mélange, obtenu pour la première fois en 1827, puis en 1845, par le chimiste allemand Wöhler, en faisant réagir au rouge la vapeur de chlorure d'aluminium sur du potassinm, avait donc usurpé une place qui ne lui appartenait pas dans la liste des métaux purs.

En substituant le sodium au potassium, modifiant l'appareil et évitant les causes d'erreur de son devancier, M. Deville est parvenu à obtenir l'aluminium réellement pur, et a ainsi découvert, on peut parler de la sorte, un métal nouveau, pouvant être placé, par ses propriétés, au rang des métaux utiles, avec le fer, le zinc, l'étain, le cuivre et l'argent.

Effectivement, l'aluminium, qui a presque la blancheur et l'éclat de l'argent, quand il n'a pas été fortement écroui, auquel cas il offre une teinte bleue prononcée, se prête merveilleusement à toutes les opérations mécaniques, à l'étirage à la filière et au laminoir; ses fils possèdent une ténacité remarquable, intermédiaire entre celle de l'argent et du cuivre. Sa dureté, lorsqu'il a été fondu et simplement refroidi, est à peu près celle de l'argent vierge et il se laisse entamer facilement par le couteau; mais lorsqu'il a été soumis à l'action du marteau ou du laminoir,

en lingots. On mélange les matières grossièrement et on les étale sur la sole d'un four à réverbère qu'on a préalablement porté au rouge. Il se manifeste alors une réaction très-vive pendant laquelle on supprime le passage de la flamme sur la sole; lorsque cette réaction est terminée, on chauffe rapidement et on fond la matière qui se compose d'un bain de sel marin fondu tenant en dissolution 40 p. % de fluorure d'aluminium (c'est la scorie), et d'une masse métallique plus lourde, c'est l'aluminium qu'on extrait du four par un trou de coulée situé à la partie postérieure de la sole. — Théoriquement, il faut 5 parties de sodium pour produire 2 parties d'aluminium. — Pratiquement, il faut au moins 3 kilogr. et souvent $3^{kil},500$ de sodium pour obtenir 1 kilogr. d'aluminium.

Après la coulée, l'aluminium brut est maintenu longtemps en fusion au contact de l'air et brassé avec une sorte d'écumoire en fonte oxydée, pour le débarrasser des scories qui ont la même densité que lui et qui en altèrent profondément les propriétés. On le coule et on recommence plusieurs fois le même mode de purification. On reconnaît la pureté du métal à l'aspect qu'il prend au moment où, après avoir été coulé, sa surface se solidifie.

Le prix encore fort élevé de l'aluminium n'a pas permis jusqu'ici de le substituer, dans les usages domestiques et industriels, aux métaux communs: cuivre, étain, zinc, etc., qu'il remplacerait avec tant d'avantages, en raison de son innocuité, de sa légèreté, de sa malléabilité, de son inaltérabilité. Les applications qu'on en a faites se sont bornées à la confection de bijoux, de médailles, d'incrustations et de moulages ciselés pour la marqueterie et les meubles de luxe, enfin de tous ces objets qu'on fabriquait avec l'argent massif ou les compositions argentées. Il est surtout merveilleusement propre à la bijouterie fine par suite de son aptitude à la fonte et au travail de la ciselure, des beaux reflets de ses surfaces guillochées, de sa couleur même qui rehausse celle de l'or, et de l'absence de toute odeur. — Son alliage à 2 p. % de cuivre se prête admirablement à l'orfévrerie d'art. L'alliage à 10 p. % de cuivre, bien connu maintenant sous le nom de *bronze d'aluminium* est très-dur, aussi malléable et ductile que le fer, plus tenace que l'acier. Beaucoup d'ustensiles, d'appareils de précision, de balances, les divisions du gramme pour les pesées délicates, sont déjà de précieuses acquisitions pour nos laboratoires de physique et de chimie.

L'industrie, éclairée par la science, marche vite de nos jours; il est donc probable que, dans un avenir prochain, le prix de l'aluminium (1) descendra à des limites acceptables pour le commerce,

(1) Le prix actuel, 200 fr. le kilogr., est un peu moins élevé que celui de l'argent

si bien que tout le monde pourra profiter des belles recherches et des efforts si persévérants de M. Deville, dont le nom est désormais attaché, comme celui de M. Wöhler, à la découverte du curieux métal des argiles (1).

---

# VINGT-SEPTIÈME LEÇON.

## SILICE ET MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION.

Sommaire. — De la Silice ou cristal de roche. — Ses formes très-variées dans la nature. — Pierres précieuses. — Des silicates ou verres. — Découverte du verre. — Des diverses espèces de verre du commerce. — Fiel de verre. — Trempe du verre. — Verre dévitrifié. — Coloration du verre. — De la peinture sur verre. — De l'azur. — Du strass et des pierres précieuses factices. — Des émaux. — De la gravure sur verre et de l'Acide fluorique qui sert pour cet objet. — Des silicates alcalins. — Verre soluble. — Nombreuses applications des silicates de potasse et de soude. — Métaux de la 4e section. — De l'Étain. — De ses oxydes et chlorures. — Du *sel d'étain* et de l'*oxymuriate* des fabriques. — Théorie des rongeants par le sel d'étain sur les tissus teints en *solitaire*. — De l'étain de vaisselle et autres alliages de l'étain. — De l'Antimoine et de ses oxydes, sulfure et chlorure. — De ses nombreux alliages. — Poudre d'Algaroth.

L'étude des argiles me conduit naturellement à vous parler d'une substance qui est presque toujours associée à l'alumine et qui a d'assez grands rapports de propriétés avec elle. C'est la SILICE ou ACIDE SILICIQUE qu'on regarda aussi pendant longtemps comme une terre, et qu'on nomma successivement *silex*, *terre siliceuse*, *terre vitrifiable*.

### De la Silice et de ses composés.

Cette substance, signalée par les plus anciens chimistes, n'a été reconnue comme un composé acide que depuis peu de temps ; ce

---

qui vaut 220 francs. Comme les densités de ces deux métaux sont entre elles dans le rapport de 1 à 4,2, puisque celle de l'aluminium est représentée par 2,5, celle de l'argent par 10,5, il s'ensuit qu'à valeur égale, le premier est en réalité quatre fois moins cher que le second à volume égal, et à volume égal l'aluminium possède une rigidité plus grande que l'argent. On peut donc dire que l'aluminium, comparé à l'argent, ne vaut que 55 francs le kilogramme.

(1) Voir pour plus de détails l'ouvrage publié tout récemment par M. Deville sous le titre de : *De l'Aluminium, ses propriétés, sa fabrication et ses applications*. — 1 volume in-8o. Paris, Mallet-Bachelier.

n'est également qu'en 1824 qu'on a pu isoler son radical, le *silicium,* qui a été rangé dans la classe des métalloïdes à côté du carbone et du bore. On sait aujourd'hui, grâce à MM. Deville et Wöhler, que, comme ces deux derniers éléments, le silicium peut se montrer sous les trois formes qui leur sont spéciales, c'est-à-dire à l'état de poudre, à l'état graphitoïde et à l'état octaédrique ou de diamant.

Des deux composés qu'il forme avec l'oxygène, l'*oxyde* et l'*acide silicique*, ce dernier seul nous intéresse. Il est ainsi composé :

| | |
|---|---|
| Silicium ............. | 47,07 |
| Oxygène......... ... | 52,93 |
| | 100,00 |

Son symbole est : $SiO^3$.

C'est un des composés les plus stables et les plus infusibles. Il est insipide, inodore, en poudre blanche. Desséché et rougi au feu, il est tout à fait insoluble dans l'eau et les acides. Il n'y a qu'un seul acide qui puisse l'attaquer et le dissoudre, c'est l'*acide fluorique*. Mais, par sa calcination avec la potasse et la soude, il forme des composés salins très-solubles et très-fusibles. Il se combine également avec tous les autres oxydes et donne des matières que la chaleur peut convertir en verre, au moins dans un grand nombre de cas. On appelle *silicates* les sels qu'il produit.

Il n'est aucune substance, peut-être, qui se trouve plus généralement répandue dans la nature que l'acide silicique, soit libre, soit combiné.

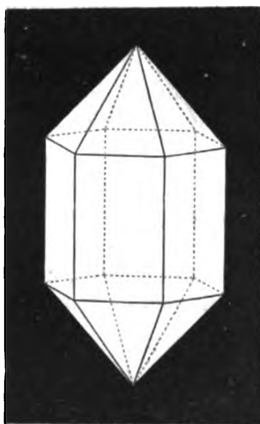


*Fig.* 299.

Quand il est pur, il constitue le *quartz hyalin* ou *cristal de roche,* qui se présente souvent en beaux prismes incolores à six pans, terminés par des pyramides à six faces (*fig.* 299). Ce minéral sert à faire des vases d'ornement, des instruments d'optique, des verres de lunettes, qui ont le grand avantage de ne point s'entamer par le frottement, en raison de leur dureté; aussi gardent-ils leur poli indéfiniment.

C'est dans les terrains cristallisés, et surtout dans les filons qui les traversent, que se montrent les plus beaux et les plus volumineux cristaux de quartz; on les retire principalement des Alpes dauphinoises, des montagnes de la Tarantaise et de Madagascar. En Italie, les splendides échantillons

de cristal de roche sont connus dans le commerce sous le nom de *diamants de la Tolfa*, parce qu'on les trouve près de l'alunière de la Tolfa, aux environs de Cività-Vecchia.

Le quartz hyalin fait partie essentielle des roches cristallines, telles que le *granite*, la *protogyne*, la *pegmatite*, le *micaschiste*, etc., où il est associé à d'autres espèces minérales, notamment au feldspath et au mica.

Quand le cristal de roche est coloré par des oxydes métalliques, il forme un grand nombre de pierres précieuses naturelles assez estimées, comme la *topaze du Brésil*, le *rubis de Bohême*, l'*améthyste*, l'*agate*, la *cornaline*, la *calcédoine*, l'*héliotrope*, l'*aventurine*, etc., dont les couleurs pures sont dues à des oxydes de fer ou de manganèse. Les *agates* sont utilisées, à cause de leur dureté, à la confection de mortiers, de molettes et de brunissoirs.

L'*opale*, si recherchée dans la bijouterie, est de l'acide silicique hydraté.

Les *pierres meulières*, entre lesquelles on écrase le blé et qui servent souvent dans les constructions; les *cailloux* ou *silex* avec lesquels on fait les pierres à fusil et à briquet; les *grès*, si utiles pour le pavage des routes et pour aiguiser les instruments en acier; les *sables* qui entrent dans la composition des mortiers, de toutes les poteries et de tous les verres, depuis le verre à bouteilles jusqu'au cristal; les *jaspes*, employés dans la décoration; les *tripolis* (1),

(1) Dans les arts, on donne le nom de *tripoli* à toutes les poudres siliceuses, rougeâtres, rudes au toucher, qui peuvent servir à nettoyer, polir ou préparer la surface des pièces métalliques et autres corps durs, marbres, glaces, corne, etc. Mais l'origine de ces poudres est loin d'être la même. Tantôt ce sont des ponces broyées naturellement, transportées, lavées par les eaux, et qui sont alors d'une grande finesse. Tantôt ce sont des argiles schisteuses accompagnant les houilles et les lignites, qui ont été calcinées, par l'inflammation spontanée de ces combustibles, et qui probablement ont été dépouillées d'alumine par l'acide sulfurique des pyrites de fer dont l'oxydation a déterminé la combustion des houilles. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'on fabrique artificiellement du tripoli en calcinant les schistes de Ménat. Tantôt enfin ce sont des dépôts de silice extrêmement divisée, formés au sein des eaux, et qui, d'après les belles observations de M. Ehrenberg, sont remplis, si ce n'est même entièrement composés, d'enveloppes ou de dépouilles de ces infusoires désignés sous les noms de *Diatomées* ou *Bacillariées*, espèces d'algues microscopiques, dont les analogues vivent dans les eaux et qui sont sur les limites du règne végétal et du règne animal. Ces dépôts siliceux fossiles, dont quelques-uns ont été nommés *farine fossile*, existent dans plusieurs contrées de l'Allemagne, de la Bohême, de la Laponie, en Toscane, à l'île de France, etc. Le nombre des êtres microscopiques qui existaient à l'époque de la formation de ces couches de tripoli devait être immense, puisque l'on a calculé qu'un pouce cube de *terre à polir* de Billin en Bohême, par exemple, devait contenir, terme moyen, 41,000 milliards de ces animaux. Il en faut une vingtaine de millions pour faire le poids d'une petite tête d'épingle. La couche de tripoli de Billin a plus de 4 mètres d'épaisseur et s'étend sur un espace considérable.

Le *tripoli de Venise* est le plus estimé et presque le seul qui soit employé dans les arts. Il vient de l'île de Corfou, en fûts de tous poids.

nécessaires pour le polissage de certains corps durs; tout cela n'est encore que de l'acide silicique simplement mélangé de quelques substances étrangères, notamment d'alumine et d'oxyde de fer.

Toutes les eaux de nos sources, puits et rivières renferment plus ou moins de cet acide, dont on ne peut concevoir la solution qu'en admettant que l'eau s'est trouvée en contact avec lui au moment où il se séparait d'une de ses combinaisons, et alors qu'il se trouvait à l'état de matière gélatiniforme, comme celle que je vous présente, seule circonstance où il puisse se dissoudre sensiblement dans l'eau. Les eaux jaillissantes de la vallée de Rikum, en Islande, sont remarquables par la grande proportion de silice qu'elles tiennent en dissolution. Ces eaux, connues sous le nom de *Geyser*, forment des jets de 48 mètres de hauteur et quelque fois de $5^m$,50 de diamètre, au nombre de plus de cent, dans une circonférence de 2,000 mètres (*fig.* 300). L'eau s'élance avec une

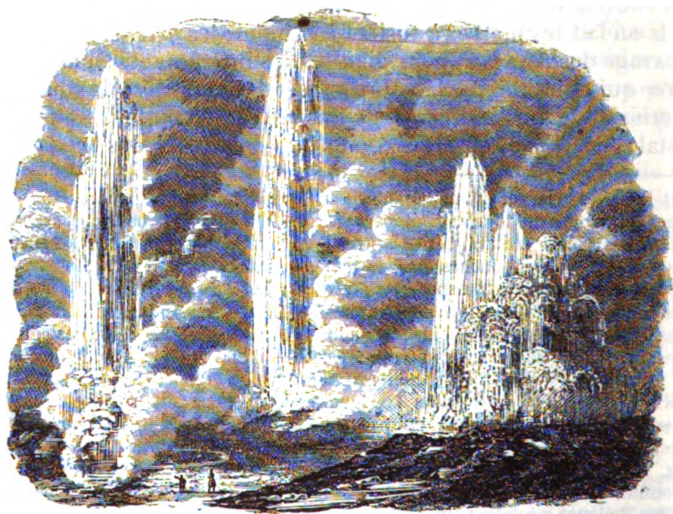


*Fig.* 300.

sorte de bourdonnement des bassins, dont les parois intérieures sont couvertes d'incrustations siliceuses, en forme de choux-fleurs. La température de ces sources jaillissantes varie entre + 80 et

Le *tripoli de France* ne s'emploie que dans les usages domestiques. On distingue : le *tripoli de Poligné*, près de Rennes, en Bretagne, d'un rouge de différentes teintes; le *tripoli de Montélimart*, plus dur et plus rude que les autres; le *tripoli de Riom* ou *de Ménat*, en Auvergne, en fragments rougeâtres.

100°. L'eau en est légèrement sulfureuse, et contient plus de 540 milligrammes de silice par kilogramme. La source thermale de Las Trincheras, près de Puerto-Cabello (Cordillère de Venezuela), dont la température est de + 99°, dépose aussi d'abondantes concrétions siliceuses. Cette eau ne renferme, d'après M. Boussingault, presque autre chose que de la silice, du gaz hydrogène sulfuré et quelques traces de gaz azote.

L'acide silicique n'est pas moins répandu dans les organes des animaux et des plantes, et quelques-unes de ces dernières en sont si abondamment pourvues, notamment dans leurs feuilles et leurs tiges, qu'elles sont fermes, consistantes et difficilement altérables : tels sont entre autres, les prêles, les graminées et les palmiers (1).

Mais tout cela n'est rien auprès de l'abondance des silicates simples ou doubles, qui forment, à eux seuls, la moitié au moins des minéraux connus. Ce sont eux qui constituent une grande partie des *gemmes* ou pierres précieuses, parmi lesquelles je mentionnerai spécialement :

Le *jargon* et l'*hyacinthe*, colorés en rouge ou en jaune; ce sont des silicates de zircône;

La *topaze* ou fluosilicate d'alumine;

Le *grenat oriental* ou *syrien*, recherché pour sa belle couleur rouge : silicate double de fer et d'alumine;

L'*émeraude* et l'*aigue-marine*, d'une belle couleur verte : silicates doubles d'alumine et de glucyne;

Le *lazzulite outre-mer*, silicate double d'alumine et de soude, dont la riche couleur bleue était jadis si recherchée par les peintres, qu'on le payait jusqu'à 6,400 fr. le kilogramme. Le *bleu d'outremer* préparé avec cette pierre, est tiré en fort petites quantités de la Perse, de la Chine et de la Grande-Bucharie. — Depuis 1828, grâce à MM. Guimet, de Lyon, et Gmelin, de Tubingue, on sait préparer de toutes pièces de l'outremer aussi

---

(1) Voici, à cette occasion, une anecdote racontée par le célèbre chimiste anglais sir H. Davy : « L'enfant d'un de mes amis ayant découvert par hasard que deux roseaux, frottés l'un contre l'autre, produisaient une faible lumière, la nouveauté du phénomène me porta à l'examiner. Je vis jaillir, au frottement des deux joncs, d'aussi brillantes étincelles qu'on en puisse tirer de l'acier et de la pierre à fusil. Je m'assurai bientôt que l'épiderme des joncs une fois enlevé, on avait beau les frotter, ils ne produisaient plus de lumière; et cet épiderme, soumis à l'analyse chimique, m'offrit toutes les propriétés du silex. La similitude d'aspect me conduisit à penser que les chaumes, tiges du blé et autres graminées, contenaient aussi du silex, et en les brûlant avec soin et analysant soigneusement leurs cendres, elles donnèrent du silex en plus grande quantité que les roseaux et assez pour faire du verre. En effet, on peut faire, avec les tiges de ces plantes, une charmante expérience au chalumeau. Si vous brûlez une paille de froment, d'orge ou de foin, en commençant par une extrémité, et si vous chauffez la cendre à la flamme bleue, vous obtiendrez un parfait globule de verre, solide et propre aux expériences microscopiques. »

riche de ton et aussi solide que le lazzulite naturel. De nombreuses fabriques, en Saxe, en Bohême, en France, livrent maintenant au commerce des bleus de toutes nuances, dont le prix varie de 2 fr. à 50 fr. le kilogr. — Cette magnifique couleur ne sert plus seulement aux peintres, on l'emploie pour l'azurage du papier et du linge, dans l'impression des tissus et des papiers de tenture.

Les minéraux, si connus sous les noms de *mica*, de *feldspath*, de *serpentine*, d'*amiante*, d'*amphibole*, de *chlorite* (1), de *talc* (2), de *stéatite*, de *magnésite* (3), etc., sont encore des silicates naturels.

J'ai dit, il n'y a qu'un instant, que la silice est infusible à la plus haute température. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que la plupart de ses composés avec les oxydes, même avec ceux qui sont infusibles par eux-mêmes, jouissent d'une grande fusibilité et peuvent être obtenus, par le refroidissement, en plaques transparentes.

Voici, d'un côté, du sable blanc et, de l'autre, de la chaux et de l'alumine, qui, comme vous le savez, résistent à toute espèce de température sans changer d'état. Si je réunis ces trois substances en proportions égales et que je soumette le mélange à la chaleur rouge, une combinaison intime va s'opérer entre elles; un *silicate double de chaux et d'alumine* va se produire, et dès lors j'obtiendrai une masse liquide très-fluide que je pourrai couler, mouler, souffler en boules, et qui, en se refroidissant, conservera une limpidité et une transparence qu'aucune des trois matières premières ne possédait avant l'opération.

Ainsi faisant, j'aurai produit du VERRE.

Ce sont, en effet, des silicates analogues, obtenus par une simple fusion de sable avec des oxydes alcalins, terreux ou métalliques, en proportions convenables, qui constituent ces nom-

(1) Une variété terreuse de chlorite, nommée *terre verte de Vérone*, fournit à la peinture de paysage et de marine une belle couleur verte d'une grande solidité. C'est un silicate de protoxyde de fer associé à des silicates d'alumine, de magnésie et de soude. Il en vient de Vérone, de l'île de Chypre, de Pologne; la première est la plus estimée.

(2) Ce qu'on appelle improprement, dans le commerce de la droguerie, *craie de Briançon*, est du *talc* écailleux (silicate de magnésie anhydre), qu'on tire de Briançon à l'usage des tailleurs qui s'en servent pour tracer sur le drap la coupe des habits, et à celui des cordonniers qui emploient sa poudre onctueuse pour faire entrer plus facilement les pieds dans les bottes.

(3) La *magnésite* (silicate de magnésie hydraté) pulvérisée, constitue la *poudre à dégraisser* ou la *poudre de Salinelle* (nom d'un petit village près Montpellier où on la trouve), avec laquelle on enlève facilement les taches de graisse ou d'huile sur les robes de soie en l'y laissant séjourner pendant quelque temps. Une variété compacte, qu'on rencontre en Asie Mineure, à l'île Négrepont, en Crimée, est employée, sous le nom d'*écume de mer*, pour fabriquer des pipes fort estimées en Orient et qui sont toujours d'un prix élevé.

breuses variétés de *verre* et de *cristal*, dont notre habileté a su faire des *vitres* pour laisser arriver la lumière du jour dans nos demeures ; des coupes, des gobelets, des bouteilles pour contenir nos boissons ; des *glaces* pour réfléchir et multiplier l'image des objets ; des *émaux* ou vernis pour garantir et orner la surface de nos poteries.

Et cet art, qui a tant contribué aux progrès de la civilisation, en raison de l'heureux appui qu'il a prêté à la plupart des industries et des sciences, est presque aussi ancien que le monde, car tout prouve que sa découverte a suivi de près celle des métaux et des poteries.

Le hasard fut, sans doute, pour beaucoup dans l'invention du verre; toutefois, il ne faut accorder aucune croyance à l'origine que Pline nous en donne. Suivant cet historien, des marchands de soude phéniciens, ayant pris terre sur les bords du fleuve Bélus, voulurent préparer leurs aliments sur le rivage. Faute de mieux, ils se servirent de quelques blocs de *natron*, pour supporter le vase qui contenait les aliments, et pendant la cuisson, ces blocs fondirent et transformèrent en verre le sable sur lequel ils reposaient. Il est bien évident, par la température nécessaire à la préparation du verre le plus fusible, que ce composé n'a pu prendre naissance dans la circonstance rapportée par Pline. Ce qui a donné lieu à cette fable, c'est que le sable du Bélus était probablement plus propre que tout autre à la fabrication du verre.

Les Égyptiens et les Phéniciens pratiquèrent l'art de la verrerie avant tous les autres peuples, et en conservèrent longtemps le monopole. Les verreries de Sidon et d'Alexandrie furent célèbres et produisirent des ouvrages très-perfectionnés. Les Grecs, par leurs relations avec les peuples de l'Asie, surent de bonne heure apprécier l'usage du verre et connurent les moyens de le fabriquer. Du temps de Pline, on commençait à établir des verreries dans les Gaules et les Espagnes. Cependant le verre était encore fort cher à Rome à l'époque des premiers empereurs, puisque Néron paya deux coupes de verre assez petites, au prix de 6,000 sesterces (environ 600 fr.). Les Romains n'employèrent pas le verre à vitrer leurs maisons, au moins généralement, car si l'on a trouvé dans les fouilles d'Herculanum et de Pompéïa des verres plats et des salles de bains garnies de fenêtres en verre, il est certain que jusqu'au deuxième siècle, les fenêtres des palais impériaux, à Rome, étaient encore fermées avec des lames légères d'albâtre translucide, ou des feuilles demi-transparentes de sulfate de chaux, ou de petites plaques de marbre artistement réunies et laissant des jours entre elles. D'après les ouvrages de saint Jérôme, on peut faire dater l'emploi du verre à vitres du troisième siècle; il était en pleine vigueur au sixième. Les premiers édifices fermés de vitres enchâssées dans des rainures de bois, retenues par des morceaux de plâtre, furent les églises de Brioude et de Tours, vers la fin du sixième siècle, et la basilique de Sainte-Sophie, à Constantinople, en 627.

C'est des Français, et vers le septième siècle, que les Anglais apprirent l'art de la verrerie et de la vitrerie. A leur tour, ils en enrichirent la Germanie, d'où il pénétra dans le Nord. Pendant de lon-

gues années, Venise s'empara presque exclusivement, à partir de l'époque des croisades, du monopole de la fabrication et du commerce des verres de toutes sortes; mais au seizième siècle, cette industrie se transporta en Bohême, où elle acquit peu à peu une importance et une perfection qui se sont maintenues jusqu'à nos jours.

Ce n'est vraiment que sous Louis XIV que de grandes verreries s'établirent en France par les soins de Colbert. Ce célèbre ministre fit venir, à force d'argent, des ouvriers français qui travaillaient dans la manufacture de glaces de Murano, près de Venise; il fit accorder, en 1665, le privilége exclusif, pour vingt années, de doucir et de polir les plats de verre blanc au premier établissement de glaces soufflées créé à Tourlaville, près de Cherbourg, sous la direction du sieur Poquelin, marchand mercier à Paris. Un peu plus tard, Abraham Thévart inventa et mit en usage, à Paris, en 1685, le procédé de coulage qui permet d'avoir des glaces de 3 à 4 mètres de côté. C'est le même artiste qui fonda, en 1691, la célèbre manufacture de Saint-Gobin, restée si longtemps sans rivale.

Non-seulement les anciens connurent le verre blanc, mais ils surent de bonne heure le colorer par des oxydes métalliques, et même, ainsi que je l'ai démontré en 1846 et 1851, le cristal à base de plomb fut en usage chez les Romains et les nations gallo-romaines; malheureusement les procédés qu'ils employaient pour l'obtenir ne nous sont pas parvenus (1). Ce sont les Anglais, parmi les modernes, qui ont commencé à fabriquer le cristal, à une époque qu'il est impossible de préciser, mais qui ne doit pas remonter plus haut que la fin du dix-septième siècle. Ce n'est qu'en 1784, qu'un verrier français, Lambert, fit construire à Saint-Cloud le premier four à cristal; un second était établi presque au même moment à la verrerie de Saint-Louis, dans la Moselle.

D'après ce que j'ai dit précédemment, le verre est donc un véritable sel, un silicate à base de potasse ou de soude uni à un silicate de chaux, ou d'alumine, ou d'oxyde de fer, ou d'oxyde de plomb. Suivant la nature du silicate terreux ou métallique combiné au silicate alcalin, le verre présente des propriétés différentes. De là plusieurs sortes de verre, dont les applications sont très-diverses. En voici le tableau :

---

(1) *Analyse de plusieurs produits d'art d'une haute antiquité.* Ier mémoire, t. II, de la 1re série des mémoires présentés par divers savants à l'Académie des inscriptions et belles lettres. 1846. — IIe mémoire. Précis analytique des travaux de l'Académie des sciences de Rouen, année 1851-52, et t. VI de la première série des mémoires des savants étrangers (Académie des inscriptions et belles-lettres), 1860.

| ESPÈCES DE VERRE. | MATIÈRES avec lesquelles on les prépare. | NATURE CHIMIQUE de ces espèces de verre. | USAGES de ces verres. |
|---|---|---|---|
| Verre a vitres et a glaces. | Sable blanc, sel de soude ou sulfate de soude, rognures de verre blanc, un peu de craie ou de chaux et d'oxyde de manganèse. | Silicates de soude et de chaux, presque toujours mélangés d'alumine, d'oxydes de fer et de manganèse. | Vitrerie, fabrication des miroirs et des glaces. |
| Verre a gobeleterie......<br>Verre de Bohême.........<br>Crown-glass.............. | Mêmes matières, si ce n'est carbonate de potasse en place de sel de soude. | Silicates de potasse et de chaux. | Vases à boire, flacons, cornues, vases d'ornement.<br>Le crown-glass sert à faire les lunettes de spectacle, les lentilles grossissantes et les instruments d'astronomie. |
| Verre a bouteilles....... | Sable ferrugineux, cendres neuves, charrées, soudes brutes de varech, argile jaune et tessons de bouteilles. | Silicates de potasse ou de soude, de chaux, d'alumine et d'oxyde de fer.<br>Sa couleur est due, partie au fer, partie à du charbon. | Bouteilles communes. |
| Cristal.................. | Sable blanc, carbonate de potasse purifié, oxyde rouge de plomb ou *minium*, un peu de nitre et de borax. | Silicates de potasse et de plomb. | Vases à boire, flacons, etc. |
| Flint-glass.............. | Idem. | Silicates de potasse et de plomb, plus riches en plomb que le cristal. | Lentilles achromatiques pour lunettes astronomiques, tous les objets d'optique. |
| Strass................... | Cristal de roche ou sable blanc, potasse pure, minium, borax et acide arsénieux. | Silicates de potasse et de plomb, plus riches en plomb que le flint-glass. | Imitation des pierres précieuses. |

Je ne puis décrire en détail la fabrication de chacune des espèces de verre dont je viens de parler. Je dirai, en termes généraux, que les divers matériaux qui servent à les préparer sont réduits en poudre fine, mêlés de la manière la plus intime, puis calcinés jusqu'à ce que tout soit agglutiné en une seule masse. On fait fondre ensuite celle-ci dans de grands creusets au milieu

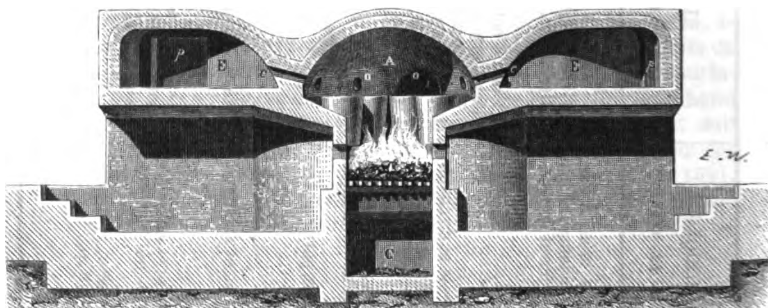


*Fig.* 301.

d'un fourneau particulier (*fig.* 301); et, quand on voit que le verre est parfaitement fondu et sans bulles, on l'écume pour enlever des substances salines étrangères, désignées sous le nom de *fiel de verre*, qui viennent nager à la surface ; puis on le travaille.

Les réactions chimiques qui s'accomplissent dans l'intérieur des creusets, entre les matières premières, sont simples et peu nombreuses. L'acide silicique, qui tend à former, à cette haute température, des silicates fusibles et très-stables, s'empare des bases des carbonates et des sulfates, de sorte qu'il se dégage de l'acide carbonique, de l'acide sulfureux, et, comme il y a toujours du charbon dans le mélange, il se produit aussi de l'oxyde de carbone. Lorsqu'il y a du minium, cet oxyde perd de l'oxygène, repasse à l'état de litharge ou de protoxyde, qui sature une portion de la silice. Lorsque les sables qu'on emploie sont très-ferrugineux, l'oxyde de fer, réduit sous l'influence du charbon, forme un silicate de protoxyde qui donne au verre une teinte verte très-foncée. On blanchit ce verre au moyen d'une quantité convenable de peroxyde de manganèse qui, en cédant de l'oxygène au protoxyde de fer, le transforme en silicate de sesqui-oxyde à peine coloré, et se change lui-même en silicate de protoxyde de manganèse incolore.

L'acide arsénieux remplace fort souvent le peroxyde de manganèse, et agit comme oxydant. Lorsque le four fume, le verre

prend une teinte jaune à cause du charbon qui s'y interpose; un peu d'acide arsénieux la fait disparaître, en brûlant le charbon par son oxygène. De plus, cet acide facilite l'affinage du verre, car l'agitation qu'il imprime à la masse fondue, pour se volatiliser, favorise la sortie des bulles gazeuses qui, sans cela, persisteraient et rendraient le verre défectueux.

Quant aux matières qui ne peuvent pas fondre complétement ou qui sont étrangères à la constitution du verre, telles que sulfates de soude et de chaux, sel marin, matières insolubles, elles se séparent peu à peu sous forme d'écumes : ce sont elles qu'on enlève sous le nom de *fiel de verre*.

MM. Maës et Clémandot, qui dirigent la fabrique de cristal de Clichy, près Paris, ont substitué l'oxyde de zinc au minium, et l'acide borique à une partie de la silice; ils ont obtenu, de cette manière, un verre à bases de soude et de zinc remarquable par sa grande dureté, et un verre à bases de potasse et de zinc qui est, sans doute, le verre le plus pur, le plus limpide qu'on ait jamais fabriqué, et qui rivalise, pour la blancheur, avec les plus beaux cristaux à base de plomb. C'est surtout pour les verres d'optique et les objectifs que le nouveau cristal boracique et zincique est précieux. Il est moins hygrométrique, plus dur, moins fusible, et il paraît offrir des conditions de réfringence, de dispersion et de transparence fort appréciées par les constructeurs opticiens. Aussi, à l'Exposition universelle de Londres, M. Maës a-t-il reçu la grande médaille, la seule qui ait été décernée à l'industrie du verre.

Vous n'apprendrez pas sans intérêt que la production annuelle du cristal, en France, dépasse 5 millions de francs. Voici, d'après M. Péligot, comment elle se trouve répartie entre les établissements connus :

| | |
|---|---|
| Cristallerie de Baccarat | 2,000,000 fr. |
| — de Saint-Louis | 1,800,000 |
| — de Clichy | 700,000 |
| — de Lyon | 350,000 |
| 5 à 6 petites usines aux environs de Paris | 300,000 |
| | 5,150,000 |

En introduisant dans la pâte du verre ordinaire de la baryte en place de la chaux, on obtient un verre plus dense, plus homogène, plus fusible, qui se travaille mieux, et qui, par son éclat, se place entre le cristal et le verre de Bohême.

Les matières vitreuses étant susceptibles de fondre à la cha-

leur rouge, il est possible de leur donner toutes les formes imaginables et d'en obtenir une infinité de joujoux, d'objets délicats, d'ustensiles ou d'instruments propres à la chimie. On se

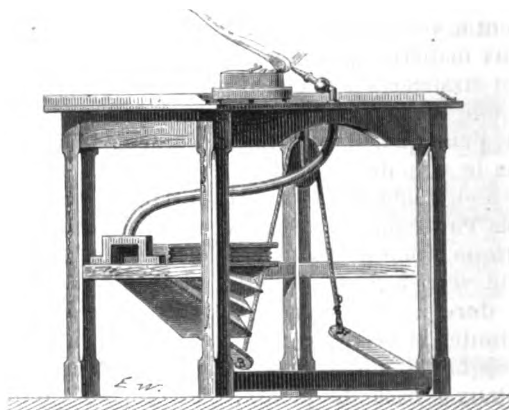


*Fig.* 302.

sert, pour cela, de la flamme de la *lampe d'émailleur*, dont je donne ici le dessin (*fig.* 302).

Cette lampe, en cuivre ou en fer-blanc, est posée sur une table au-dessous de laquelle est adapté un grand soufflet à deux vents, que l'ouvrier met en mouvement avec le pied pour aviver et exciter la flamme; le vent du soufflet est dirigé dans le corps de celle-ci par un tuyau recourbé en verre ou en laiton; étendue en longueur par ce moyen, et resserrée dans un espace infiniment étroit relativement à celui qu'elle occupait auparavant, la flamme acquiert une ardeur et une vivacité incroyables. Le verre ou l'émail, façonné d'abord en tubes ou baguettes qu'on expose à son action, s'y ramollit et s'y fond très-rapidement, et peut être alors tiré, soufflé, contourné de toutes les façons avec une facilité et et une dextérité qui dépendent beaucoup de l'habileté de l'ouvrier.

Si, pendant qu'il est rouge de feu, on tire le tube de verre avec les pinces et qu'on porte le fil obtenu sur un dévidoir qui tourne avec vitesse, en très-peu de temps le dévidoir se trouve chargé d'un écheveau de *fil de verre* d'une finesse extrême et qu'on confondrait avec la soie. Ce fil, creux à l'intérieur, peut être aisément roulé à la manière du fil commun, bouclé comme les cheveux au moyen d'un fer chaud, et servir ainsi à faire des aigrettes fort brillantes, à tisser des toiles, ou à fabriquer des perruques comme

on le faisait dans le dernier siècle. A toutes les expositions des produits de l'industrie, on a admiré de superbes tissus en soie dont la trame était en verre filé de diverses couleurs, des étoffes-tentures, des robes, des ornements d'église, des garnitures de fauteuils, où le fil de verre imitait avec un avantage apparent l'or et l'argent, et présentait des reflets qu'on ne trouve pas toujours dans les plus magnifiques brocarts.

Le verre, comme l'acier, peut subir l'opération de la trempe. Lorsqu'on le laisse tomber dans de l'eau froide, pendant qu'il est en fusion, chaque goutte se solidifie instantanément et forme une espèce de poire terminée par une queue mince et allongée. C'est ce qu'on appelle *larme batavique* (*fig.* 303). On peut frapper cette goutte, dans sa partie épaisse, sans qu'elle se casse; mais, dès qu'on brise la pointe, la larme entière se réduit bruyamment en poudre. On explique ces effets en admettant que, par l'immersion dans l'eau froide, la surface du verre s'est subitement solidifiée et durcie, tandis que les parties centrales étaient encore rouges de feu, et par conséquent fortement dilatées. Quand, à leur tour, ces dernières se sont refroidies et solidifiées, elles ont dû conserver des points d'adhérence avec la surface, et elles occupent, par conséquent, un volume plus grand que celui qui convient à la température à laquelle elles sont ramenées; les molécules centrales se trouvent donc plus écartées qu'à l'ordinaire, elles sont dans un grand état de tension, et elles exercent sur l'enveloppe une traction très-forte. Dès l'instant qu'on brise la pointe de la larme, et qu'on rompt ainsi une portion de l'enveloppe, les molécules qu'elle retenait se contractent vivement, entraînant avec elles toutes les autres, et déterminent ainsi une foule de points de rupture.


*Fig.* 303.

Le même phénomène se reproduit avec les *fioles philosophiques* ou *flacons de Bologne* (*fig.* 304), qui sont fort épais et dont le refroidissement a été brusque. Ils tombent en poussière dès qu'on jette dans leur intérieur un corps dur susceptible de les rayer.

Pour éviter que les objets usuels en verre ne soient trop cassants et ne se brisent par les moindres changements de température, on a l'habitude, dans les verreries, de les *recuire*, c'est-à-dire de les *détremper*, en les plaçant, aussitôt après leur fabrication, dans des fours spéciaux chauffés au rouge sombre, où ils se refroidissent très-lentement.


*Fig.* 304.

A chaque instant nos verres à boire, nos verres de lampe éclatent avec bruit, se fendent sans cause apparente; cela tient à ce

qu'ils ont été mal recuits et qu'ils sont restés cassants ; la plus légère variation de température suffit alors pour en provoquer la rupture. On diminue singulièrement les chances de casse en leur donnant un nouveau recuit, qui peut s'obtenir en plaçant ces verres dans une bassine avec de l'eau froide, qu'on porte peu à peu à l'ébullition et qu'on laisse ensuite refroidir.

Le verre ordinaire, maintenu pendant longtemps à l'état de fusion pâteuse, éprouve une modification physique fort remarquable : il perd peu à peu sa transparence, devient opaque, acquiert tout à fait l'aspect de la porcelaine et paraît formé d'une agglomération de cristaux aiguillés qui changent complétement sa structure intérieure. Ce passage de l'état transparent et amorphe à l'état opaque et cristallisé est connu sous le nom de *dévitrification*, et le nouveau produit s'appelle *verre dévitrifié* ou *porcelaine de Réaumur*, parce que c'est ce savant qui, en 1717, a étudié le premier cette curieuse transformation moléculaire. M. Pelouze a constaté dernièrement que le verre, en se dévitrifiant, ne subit aucune altération, ni dans la nature, ni dans les proportions de ses éléments. C'est donc tout simplement un effet de dimorphisme.

Les verres à bases de chaux et de soude ou de potasse sont altérés assez facilement par l'eau bouillante. Ils perdent leur transparence, l'eau devient alcaline, et il se dépose au fond du liquide un silicate de chaux insoluble. L'eau produit donc la séparation des deux silicates, qui composent essentiellement le verre, et cet effet est dû à la tendance qu'elle a pour le silicate alcalin, qui est soluble. Les alchimistes avaient observé ce phénomène, qu'ils ne pouvaient expliquer ; aussi, ils croyaient y voir la transformation de l'eau en pierre ; toujours préoccupés de l'idée de fabriquer l'or, de découvrir la pierre philosophale, ils trouvaient dans ce fait un encouragement pour leurs recherches.

C'est une altération semblable que l'air humide exerce à la longue sur les vitres de nos croisées, sur les glaces de nos appartements. Tout le monde sait que les glaces polies se ternissent quelquefois à l'air ; qu'il en est de même des verres des instruments d'optique. Ce résultat tient à la condensation de la vapeur aqueuse de l'air ; si le verre est trop alcalin, l'eau déposée en attaque peu à peu la surface et produit une décomposition semblable à celle dont je viens de parler ; dès lors le verre est terni sans remède, ou du moins il faut le polir de nouveau. Les tubes de verre, les ballons, les cornues et même les verres à expériences de laboratoire, les verres de montre, offrent très-souvent cette altération. Les vitres des vieilles maisons, celles

des endroits humides et habituellement chauds, comme les écuries, présentent souvent une surface terne et dépolie, ce qu'il faut expliquer de la même manière. Les moindres changements de température en font éclater de très-petits fragments, de toutes petites écailles brillantes. Au bout de quelques années, ces vitres sont tellement altérées, qu'elles offrent tous les phénomènes de décomposition de la lumière que produisent les lames minces ; aussi sont-elles irisées, et quelquefois d'une manière fort remarquable par l'intensité et la pureté des couleurs. Le peuple attribue encore ces changements à l'influence de la lune ; car, lorsqu'il ne sait à qui et à quoi s'en prendre, c'est ordinairement à la lumière douce et mystérieuse de la lune qu'il a recours.

On observe encore les effets dont il vient d'être question sur les verres antiques retrouvés dans les ruines et les tombeaux ; on dirait, à les voir, qu'ils sont recouverts d'un vernis métallique ou de mercure. Leur aspect vient de l'opacité de la couche intérieure du verre décomposé ; cette couche opaque renvoie toute la lumière qui traverse la partie encore transparente.

Lorsque le verre est réduit en poudre fine, il devient extrêmement attaquable par l'eau froide, et surtout par l'eau bouillante, par les acides, par l'air. M. Pelouze a reconnu récemment que le verre pulvérisé peut perdre jusqu'au tiers de son poids. Tous les verres, finement porphyrisés, ramènent instantanément au bleu le papier rouge de tournesol, et verdissent le sirop de violettes ; c'est la conséquence de leur altération par l'eau.

Les verres colorés ne sont autre chose que des verres blancs teints par des oxydes métalliques qui sont fondus dans la pâte. Le *bleu* s'obtient avec l'oxyde de cobalt ; les *pourpres, violets* et *carmins*, avec le pourpre de Cassius, le protoxyde de cuivre, le silicate de manganèse ; les *rouges*, *bruns*, etc., avec le peroxyde de fer ; les *verts*, avec le silicate de cuivre, l'oxyde de chrôme, avec un mélange d'oxyde de cobalt, d'oxyde d'antimoine et de chlorure d'argent, etc. ; les *jaunes*, avec l'oxyde d'urane, le chrômate de plomb, certaines combinaisons d'argent, des mélanges d'acide antimonieux et d'oxyde de plomb, etc. ; les *noirs*, les *gris*, avec les oxydes de manganèse, de cobalt et de fer.

Quelques centièmes seulement de chacun de ces ingrédients, dans la pâte du verre ordinaire, suffisent pour lui faire acquérir les diverses teintes que je viens d'indiquer.

Les verres *doublés* ou *plaqués* n'offrent de coloration que sur l'une de leurs faces ; on les obtient très-facilement en plongeant dans une masse de verre fondu coloré d'une nuance déterminée la canne du verrier qui sert au soufflage et qui porte à son extrémité une quantité convenable de verre incolore ayant déjà une

certaine consistance. En soufflant le tout sous forme de cylindre que l'on coupe en deux et que l'on étend à plat, il est évident qu'on a deux feuilles superposées, l'intérieure incolore, l'extérieure colorée.

On est obligé d'agir ainsi pour avoir les verres de couleurs claires avec les oxydes métalliques doués d'un pouvoir colorant très-prononcé.

C'est avec ces sortes de verres colorés qu'ont été et que sont encore fabriqués ces vitraux admirables qui ornent les croisées de nos églises. L'emploi des verres colorés, bien connu des anciens, a donné naissance à la peinture sur verre. On commença d'abord par former, avec des fragments de verre coloré, des compartiments de toutes sortes de couleurs, avant de représenter sur le verre même des sujets historiques. Le pape Léon III fit mettre, en 795, des vitres de couleur aux fenêtres de l'église de Latran. Mais ce n'est qu'au moyen âge qu'on imagina, en France, de dessiner et de peindre sur sa surface avec des couleurs minérales, susceptibles de se vitrifier et capables, par la chaleur du four, de se fondre plus ou moins complétement avec la surface du verre lui-même.

On arrive à ce résultat en mélangeant les oxydes colorants avec des fondants appropriés, vitrifiant le tout que l'on coule et qu'on porphyrise ensuite très-finement, broyant la poudre avec de la térébenthine et l'appliquant au pinceau sur l'une des faces d'une feuille de verre incolore. En chauffant alors cette feuille ainsi recouverte dans une moufle, à une température suffisante pour fondre la couleur et ramollir seulement la surface du verre, la première s'attache fortement à celui-ci et ne peut plus en être détachée.

Il est impossible de déterminer exactement l'époque de l'invention de la peinture sur verre. Le Vieil et H. Langlois la placent au onzième siècle, et ils citent comme les plus anciens vitraux peints ceux que Suger, ministre de Louis le Gros, fit poser dans l'abbaye de Saint-Denis, près Paris. Mais Emeric David a découvert un document historique, constatant que, vers le milieu du onzième siècle, on conservait à Dijon un *très-ancien vitrail peint*, représentant le martyre de sainte Purchasie, et provenant de la vieille église restaurée par Charles le Chauve. Ainsi, les premiers essais de la peinture sur verre auraient été faits dans le neuvième siècle.

Il est probable que les vitraux sont d'origine orientale, mais l'Occident et le Nord surtout en ont fait leur chose propre. Le vitrail, par ses légendes et ses récits merveilleux, fait partie intégrante des édifices religieux de l'Occident; il suffit, au reste, de rappeler que Saint-Marc, de Venise, cette vieille église tout empreinte des œuvres de l'école Byzantine, a, comme Sainte-Sophie de Constantinople, des verrières à ses fenêtres et des mosaïques splendides dans ses dômes et ses coupoles.

L'art de la peinture sur verre alla en se perfectionnant pendant les treizième, quatorzième et quinzième siècles; il commença à décliner à partir des troubles de religion sous François Ier, et il était presque aban-

**donné à la fin du dix-huitième siècle. On croit généralement, dans le monde, que les prétendus secrets de la peinture sur verre sont perdus; c'est une erreur partagée par les personnes les plus instruites, mais étrangères, toutefois, aux connaissances chimiques. Les dernières expositions des produits de l'industrie ont présenté d'admirables verrières, dues à nos artistes modernes qui, formés à la manufacture impériale de Sèvres, ont su donner à leurs peintures une perfection que les vieux peintres verriers n'ont jamais atteinte. Il n'est que trop vrai, cependant, que la plus belle des couleurs fondamentales, le rouge purpurin, avait entièrement disparu. Mais cette magnifique couleur a été retrouvée par M. Bontems, ancien directeur de la verrerie de Choisy.**

Le *Strass* incolore, qui sert à imiter le diamant, dont on lui donne la taille et la monture, est aussi très-employé pour imiter les topazes, les rubis, les émeraudes, les améthystes et les autres pierres précieuses naturelles. Pour cela, on le colore, comme le verre, avec des oxydes métalliques.

C'est un Allemand, du nom de Strass, qui a inventé l'espèce de cristal qui porte son nom, et que pendant longtemps on appela la *base de Mayence*, parce qu'elle recevait toutes les couleurs par le mélange des divers oxydes métalliques.

L'art de contrefaire les pierres précieuses avec le verre coloré est fort ancien, puisque Pline en parle comme d'un art très-lucratif, porté de son temps à un haut degré de perfection. Cette assertion est confirmée par Trebellius Pollion. Cet art avait pris naissance en Égypte, et Thèbes était renommée pour les ouvrages en verre coloré qui sortaient de ses fabriques, et qui s'exportaient au loin par l'intermédiaire des Phéniciens et des Carthaginois (1). Les livres de Zozime de Panopolis, ceux du moine Théophile, et le précieux ouvrage anonyme intitulé : *Mappæ Clavicula*, écrits entre le troisième et le treizième siècle, montrent que l'on faisait, au moyen âge, de très-beaux verres imitant les pierres fines. Ces imitations se trouvent, d'ailleurs, souvent entremêlées à des joyaux véritables sur des châsses très-anciennes. Une fabrique de diamants faux était en activité au Temple du temps de Louis XIV. Cet art d'imiter les diamants, les saphirs, les émeraudes, les rubis et les perles a toujours été très-développé en Allemagne. Mais, depuis 1819, cette branche importante de commerce a été enlevée à ce dernier pays par les artistes français, notamment par Douault-Wieland, bijoutier de Paris, qui s'est distingué dans la fabrication des pierres artificielles. Celles-ci sont aussi belles que les gemmes naturelles, et il faut une grande habitude pour les

(1) Pline, *Hist. natur.*, lib. XXXVII, cap. 26, 33, 38, 44, 66; — *ibid.*, XXXVI, cap. 17. — Diodore de Sicile, II, p. 163, t. I, édit. Wesseling.

distinguer les unes des autres, au moins dans le plus grand nombre des cas. La joaillerie des pierres précieuses factices de Paris est aujourd'hui la plus renommée dans toute l'Europe.

Il est à présumer que nos habiles fabricants trouveront les moyens d'industrialiser les belles expériences d'Ebelmen, qui a montré, en 1847 et en 1851, comment il est possible de créer de toutes pièces plusieurs pierres précieuses, le *rubis spinelle*, le *corindon*, l'*émeraude*, etc., en cristaux identiques à ceux de la nature, doués non-seulement des belles couleurs vives, de l'éclat, de la dureté, mais encore de la composition chimique qui distinguent ces espèces minérales. Cet ingénieux chimiste a eu recours à un nouveau mode de cristallisation fondé et sur la propriété que possède l'acide borique de dissoudre par voie sèche tous les oxydes métalliques, et sur la grande volatilité de cet acide à une haute température.

En dissolvant dans de l'acide borique fondu de l'alumine et de la magnésie, dans les proportions qui constituent le *spinelle*, y ajoutant des traces de chrômate de potasse comme principe colorant, et maintenant ce mélange pendant plusieurs semaines à la chaleur du blanc naissant dans un four à cuire les boutons en pâte céramique, l'acide borique se volatilise peu à peu et laisse enfin un aluminate de magnésie, $MgO,Al^2O^3$, cristallisé en octaèdres réguliers ou diversement modifiés, d'un beau rose, reconnaissables à l'œil nu, et qu'il est impossible de distinguer du *rubis* de la nature.

Cette belle synthèse, appliquée aux autres pierres gemmes, à des silicates infusibles par eux-mêmes, donne des résultats aussi remarquables.

Disons qu'avant Ebelmen, M. Gaudin avait obtenu, par l'immense chaleur du chalumeau à gaz, des *corindons* rouges et bleus, des *saphirs* et *rubis* de petites dimensions; mais la cristallisation s'opérant, dans ce cas, avec une grande rapidité, faisait perdre toute transparence aux produits formés, qui, d'ailleurs, étaient plutôt en petites boules qu'en véritables cristaux.

Les beaux résultats que je viens de citer vous prouvent de plus en plus, Messieurs, qu'aujourd'hui la science, qui sait si bien détruire les combinaisons les plus stables, est devenue assez puissante pour les reproduire dans toute leur intégrité, alors même que les plus grandes difficultés semblent, au premier abord, devoir y mettre obstacle.

L'*azur* (nommé aussi *Smalt*, *bleu d'azur* ou *de Smalt, bleu de Saxe*, *bleu de safre, bleu d'émail, bleu d'empois,* et enfin *verre de cobalt*), dont on se sert pour donner une teinte azurée au linge, aux différents tissus, à la pâte du papier, comme poussière à

sécher l'écriture, comme couleur d'application à l'huile et pour le badigeonnage, enfin, pour colorer les verres, les émaux et toutes les matières céramiques, est un verre coloré par l'oxyde de cobalt, ou plutôt, d'après M. Ludwig, un silicate double de potasse et de cobalt mêlé à quelques oxydes terreux et métalliques.

La découverte de cette belle couleur minérale est attribuée à un verrier saxon, Christophe Schüiver, qui était établi à Neudeck vers le milieu du seizième siècle. Il l'obtint en faisant fondre du verre avec du minerai de cobalt de Schneeberg, qu'on prenait alors pour un minerai de cuivre. Pendant quelque temps il le vendit comme *émail bleu* aux potiers du voisinage. Son procédé ne tarda pas à être connu des fabricants de Nuremberg, qui l'exploitèrent en Hollande. La fabrication passa ensuite à Venise (1).

Le minerai de cobalt qu'on exploite pour la préparation du smalt varie avec les localités où l'on s'en occupe. En Saxe, dans la Hesse, en Silésie, c'est surtout le *cobalt arsenical* ou *smaltine*, arséniure de cobalt ferrugineux, $CoAs^2$; en Suède et en Norwége, c'est le *cobalt gris* ou *cobaltine*, arsénio-sulfure de cobalt, $CoAs^2 + CoS^2$. On commence par le griller dans un four à réverbère assez semblable à celui qui sert à griller les minerais d'arsenic (2), avec canaux et chambres de condensation pour recueillir l'acide arsénieux. Le résidu, nommé *safre*, qui contient le fer et le cobalt à l'état d'oxydes, est mélangé avec des proportions convenables de quartz bocardé et de potasse, et chauffé au rouge blanc dans des creusets réfractaires placés circulairement, au nombre de six, dans un fourneau de verrerie (*fig.* 305). Il en résulte un liquide pâteux que l'on projette brusquement dans l'eau froide; le refroidissement instantané ne permet pas aux particules solidifiées de faire corps, en sorte que la matière vitreuse reste en fragments irréguliers plus ou moins ténus. On fait passer ceux-ci sous des meules horizontales; la poudre obtenue est soumise à la lévigation, comme l'émeri, pour en obtenir divers degrés de finesse. On donne les noms d'*azur de premier*, *de second*, *de troisième*, *de quatrième feu* à ces produits

---

(1) Les anciens connaissaient des minerais de cobalt et les faisaient servir à la coloration du verre, car j'ai trouvé un grand nombre de verres antiques de fabrication gallo-romaine dont la couleur bleue est due au cobalt. D'autres, et surtout les verres opaques, sont teints en bleu par une matière analogue au smalt, mais qui est un verre à base de cuivre; c'est la *fritte d'Alexandrie* ou *de Pouzzole*, que les artistes romains employaient pour la peinture à fresque et la décoration des appartements. Cette belle couleur minérale est d'origine égyptienne (voir mes deux mémoires sur l'*analyse de plusieurs produits d'art d'une haute antiquité*).

(2) Voir la 16e leçon, figure 165, page 381.

dont le prix est d'autant plus élevé, que la ténuité en est plus grande et la couleur plus pure.

La production annuelle de ces divers azurs s'élève jusqu'à 16,000 quintaux métriques. C'est la Saxe qui en fabrique le plus.

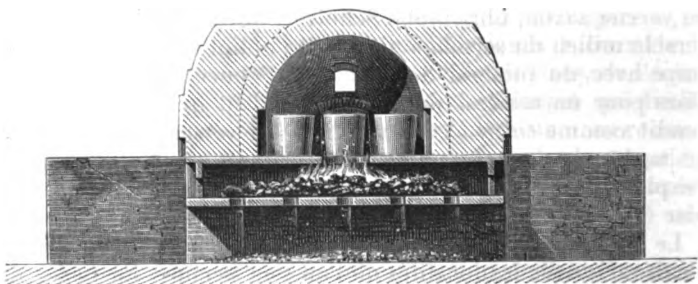


*Fig.* 205.

Enfin, les *émaux* sont des verres opaques ou transparents, incolores ou colorés, qu'on applique par la fusion sur les diverses poteries, la faïence et les métaux, principalement sur l'or, l'argent et le cuivre. Ils consistent en silicates de soude, de plomb et d'étain. C'est avec l'ACIDE STANNIQUE, nommé naguère encore DEUTOXYDE D'ÉTAIN, qu'on donne à tous les verres l'aspect blanc de lait et opaque qui distingue surtout l'émail de la faïence. La coloration des émaux se fait au moyen des mêmes substances qui servent pour les autres verres colorés; mais la dose en est plus forte, en général.

L'art de l'émailleur ne paraît pas avoir été de beaucoup postérieur à la découverte du verre; les anciens le pratiquaient avec un très-grand succès. Dans les hypogées de la ville de Thèbes, on trouve de petits tubes d'émail coloré, des poteries émaillées de diverses couleurs. Les briques dont les murs de Babylone furent construits étaient émaillées. On voit encore aujourd'hui, dans plusieurs villes de l'Égypte, des édifices construits en briques émaillées recueillies dans les ruines des villes anciennes. Cet art, après avoir été longtemps dans l'enfance, fit tout à coup des progrès surprenants à Faënza et à Castel-Durante, dans le duché d'Urbin. Michel-Ange et Raphaël florissaient alors. C'est Bernard Palissy qui, au milieu du seizième siècle, découvrit le secret de l'émail sur poterie et faïence, et qui éleva cet art céramique à un degré de perfection inconnu jusqu'alors (1). On prétend que l'art de peindre en émail sur métaux n'a commencé en France que vers 1632. C'est une erreur, puisque plusieurs

(1) Né en 1510 à la Chapelle-Biron, petit village du Périgord, Bernard Palissy, géomètre, peintre verrier, a été le père de notre art céramique, le père de la chi-

des pièces de la vaisselle de Charles V étaient émaillées. Palissy lui-même fait connaître que de son temps (1580), les émailleurs de Limoges donnaient pour trois sols une douzaine de ces figures d'enseignes, en cuivre émaillé, qu'on portait alors au bonnet. Il est vrai qu'au commencement du dix-septième siècle, les artistes employèrent des émaux clairs et transparents, qui produisirent plus d'effet. Jean Toutin, orfèvre de Chateaudun, en 1630, se rendit célèbre par ses bijoux émaillés.

On se sert souvent de phosphate de chaux, ou simplement d'os calcinés, pour donner au verre l'apparence de l'opale. Ces ornements, ces dessins, ces figures d'aspect brillant et métallique, qu'on voit incrustés dans l'intérieur de certains vases de cristal, consistent simplement en petites pièces de porcelaine blanche et non vernies, qu'on enferme entre deux couches de verre. Voici comment on s'y prend : le cristal est coulé dans le moule, et lorsqu'il est encore liquide on applique la figure de porcelaine, préalablement chauffée ; on s'empresse de la recouvrir d'une couche de cristal qu'on aplatit pour ne laisser que la quantité d'air nécessaire à la production du reflet métallique. Souvent on incruste ainsi des pâtes colorées ou dorées, qui produisent un très-bel effet.

---

mie, le premier professeur d'histoire naturelle en France. Ses découvertes en histoire naturelle, en physique et en chimie sont encore considérées maintenant par les savants comme des titres de gloire pour la France. Le premier il a introduit dans les sciences la méthode expérimentale, et, bien avant Bacon, il a proclamé que pour arriver à la vérité, il faut, avant tout, consulter l'expérience. Cet homme de génie, qui pénétra dans les révolutions du globe peut-être aussi profondément que Cuvier, a donné la théorie des puits artésiens, l'origine des eaux minérales ; il a expliqué parfaitement aussi l'action des engrais. Artiste, il demanda à la science la cause des phénomènes qu'il observait avec une sagacité rare dans un homme de pratique ; puis, devenu savant, il rapporta aux arts les fruits de ses méditations profondes. — Le hasard avait fait tomber entre ses mains, vers l'année 1544, une coupe de terre parfaitement émaillée et d'une beauté rare. A cette vue, son imagination s'exalta ; il voulut deviner le secret qu'il admirait, et parvenir à l'imiter, s'il lui était possible. Simple ouvrier sans fortune, chargé d'une femme et d'enfants, gagnant à peine sa vie à peindre des images sur vélin et des figures sur verre, tout s'opposait au succès de sa tentative, car indépendamment des dépenses considérables qu'elle exigeait, jamais il n'avait vu cuire ni travailler l'argile ; il ne connaissait alors ni la matière des fourneaux, ni celle des émaux et des terres dont il allait être obligé de se servir. Mais seize années de recherches et de privations de tous genres lui firent atteindre son but. C'est dans ses écrits qu'il faut lire ces détails pittoresques et attendrissants, où il raconte tout ce qu'il eut à souffrir. Ses poteries recouvertes d'émail coloré jouissent encore aujourd'hui de la plus grande réputation et font l'admiration des hommes de l'art. — Poursuivi et traîné en prison comme calviniste, il n'échappa à la mort que par l'intervention du connétable de Montmorency, qui lui fit obtenir la protection et la faveur de Catherine de Médicis et de Charles IX. Ce roi lui conféra le brevet d'*inventeur des rustiques figulines du Roi*. En 1588, affaibli par l'âge, presque octogénaire, il fut arrêté, enfermé à la Bastille et menacé du dernier supplice. Il mourut dans la prison en 1589, tel qu'il avait vécu : probe, incorruptible, avec une âme fière et élevée.

En enfermant dans du cristal, par un procédé à peu près semblable, des fleurs ou étoiles formées d'émaux diversement colorés, on obtient ces globes ou boules qu'on vend sous le nom de *verres mosaïques* ou de *mille fiori*. Les *verres de Venise* ou *verres filigranés* sont encore le résultat de l'interposition dans la pâte de verre ou de cristal, de fils d'émail opaque et coloré. C'est à M. Bontems, de Choisy-le-Roi, que l'on doit la renaissance en France de cette jolie industrie, exploitée depuis des siècles par les Bohêmes et les Vénitiens.

Souvent on dépolit le verre ou le cristal par des moyens mécaniques, soit dans toute l'étendue d'une pièce, comme pour les vitres ou glaces de devantures de magasins, soit par places déterminées, de manière à produire des dessins opaques sur un fond poli et transparent, comme on le voit sur ces globes de cristal dont on entoure les lampes. On emploie souvent aussi, soit dans le même but, soit pour graver, un procédé chimique dont l'idée appartient à de Puymaurin, ancien directeur de la Monnaie des médailles. Ce n'est pas une des applications les moins curieuses des composés chimiques.

L'agent auquel on a recours, dans ce cas, est un acide fort singulier, dont il est nécessaire de vous faire connaître la nature et les propriétés les plus saillantes.

Il existe dans la plupart des filons métalliques une substance minérale que ses propriétés physiques très-remarquables, notamment les belles couleurs qu'elle affecte, sa transparence, sa cristallisation en gros cubes, ont su faire distinguer dès les temps les plus reculés. Au seizième siècle, elle fut nommée *fluor* et *spath fluor*.

Vers 1670, Schwenkhardt constata, à Nuremberg, que cette pierre, chauffée avec l'acide sulfurique, exhale une matière qui corrode le verre. Étudiée par Schéele, qui l'appela *acide fluorique*, à cause de ses caractères acides, cette matière n'a été obtenue à l'état de pureté qu'en 1808, par Gay-Lussac et Thenard.

On sait aujourd'hui, à n'en pas douter, que l'acide fluorique se compose d'hydrogène et d'un métalloïde tout à fait analogue au chlore, mais qu'il est très-difficile d'isoler. On a donné à ce nouvel élément le nom de FLUOR.

Le minéral dont je parlais tout à l'heure, le *spath fluor*, n'est que du *fluorure de calcium* (1). Si, après l'avoir pulvérisé très-finement, on le chauffe doucement avec 3 fois et demie

---

(1) Ce fluorure de calcium est beaucoup plus répandu qu'on ne le supposait naguère. D'après M. J. Nicklès, ce composé existe dans toutes les eaux qui renferment du bicarbonate de chaux, eaux potables de sources, de rivières, de fleuves,

son poids d'acide sulfurique concentré, dans un appareil distillatoire tout en platine ou en plomb (*fig.* 306), on recueille dans le

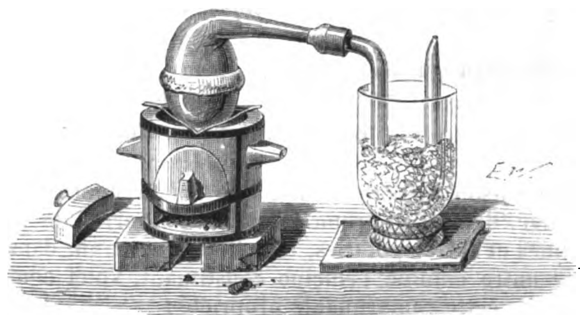


*Fig.* 306.

récipient, refroidi par de la glace, un liquide incolore, fumant à l'air; c'est *l'acide fluorhydrique*, qu'on ne peut conserver que dans des vases de plomb ou de platine.

Cet acide est, de tous les poisons corrosifs, le plus énergique. Il détruit les tissus animaux avec une violence et une promptitude difficiles à concevoir. La plus petite quantité, déposée sur la main, fait naître, presque instantanément, des douleurs insupportables, et produit des ulcérations profondes, lentes à guérir. Sa vapeur même, répandue dans un grand espace, provoque, chez les personnes qui y sont exposées, des douleurs sous les ongles et à l'extrémité des doigts, ainsi qu'une inflammation des yeux plus ou moins grave. Ce n'est donc qu'avec une extrême prudence qu'on peut toucher à cet acide.

Il attaque presque tous les métaux, les dissout avec une vive effervescence, occasionnée par un dégagement de gaz hydrogène, en produisant des fluorures métalliques. Il n'y a guère que le

---

eaux minérales (de Plombières, de Contrexeville, d'Antogard, de Châtenois, de Soultzbaden, du Mont-Dore, etc.), comme aussi dans les roches et minéraux qui se sont formés par voie de sédiment. M. Nicklès a encore constaté l'existence de petites quantités de fluor dans le sang, l'urine et les os des animaux. Les sources dans lesquelles l'organisme animal puise le fluor dont il peut avoir besoin sont les eaux potables et les substances végétales ; mais, en raison des très-minimes proportions de fluor que les unes et les autres renferment, on ne peut en signaler des traces par l'analyse qu'en opérant sur 1 kilogr. au moins de cendres, ou sur le produit de l'évaporation de quelques mille litres d'eau. L'une des eaux fluviales de France les plus riches en fluorures est celle de la Somme prise à Amiens. L'eau de la Seine, à Paris, l'eau du Rhin, à Strasbourg, sont celles qui en contiennent le moins. L'eau de l'océan Atlantique paraît en être dépourvue.

platine, le plomb et l'argent, sur lesquels il soit sans action. Ce qu'il offre de plus singulier, c'est qu'il détruit subitement l'acide silicique, en donnant lieu à de l'eau et à du fluorure de silicium gazeux qu'on appelle *acide fluosilicique*. Voici la réaction :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide fluorhydrique | = | hydrogène | + | fluor. |
| Acide silicique..... | = | oxygène.. | + | silicium. |
| | | Eau...... | + | fluorure de silicium gazeux. |

C'est en raison de cette action que l'acide fluorhydrique attaque, ronge, dépolit et troue les vases de verre, de cristal, les porcelaines et autres poteries, tous les vases, enfin, dans lesquels la silice entre comme principe constituant. Voici comment on tire parti de cette remarquable propriété :

On emploie l'acide gazeux ou liquide, selon le but qu'on se propose. Sous le premier état, il donne des traits opaques; sous le second, il en fournit de transparents.

S'il s'agit, non de dépolir toute une surface, mais seulement de tracer quelques figures ou dessins, on agit de la manière suivante en employant l'acide gazeux :

On nettoie le verre, on le sèche bien, on le chauffe et on y verse un vernis fondu que l'on étale en couche homogène. Ce vernis, composé de 4 parties de cire jaune et de 1 partie de térébenthine ordinaire, est assez mou pour qu'il ne s'écaille pas par le refroidissement, et assez translucide pour qu'on puisse calquer un dessin placé au-dessous de la lame de verre. On passe alors une pointe ou un burin sur le vernis en suivant les traits du dessin, et on entame le vernis jusqu'au verre. Il faut, de toute nécessité, que, dans tous les endroits où l'on veut que l'acide agisse, le verre soit bien mis à nu et parfaitement net. Quand le dessin est tracé, on expose le verre ainsi préparé à l'action du gaz acide fluorhydrique.

Pour cela, on se sert d'une caisse en plomb, d'une forme relative à celle du corps que l'on veut soumettre à cette opération. On met dans ce vase du spath fluor pulvérisé, avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré, on mêle bien, on place l'appareil sur un feu très-doux, et on pose sur son ouverture le verre qu'il s'agit de graver. Au bout de quelques minutes, à partir du moment où l'acide a commencé à se dégager, l'opération est terminée. On enlève le verre, on le chauffe légèrement pour fondre le vernis, on le nettoie, et on repasse, à l'aide d'un burin, les traits qui ne seraient pas bien venus.

Quand on veut employer l'acide liquide, on suit absolument le même procédé que pour la gravure à l'eau forte sur cuivre, c'est-à-dire qu'après avoir fait le dessin sur le verre, comme je viens de le dire, on environne la surface qui doit être gravée d'un petit bourrelet de mastic, puis on verse l'acide liquide et on laisse sécher au soleil. On enlève ensuite le vernis et on retouche le dessin, s'il en est besoin.

Voici des verres, gravés par les deux procédés, pendant le peu de temps que j'ai mis à vous décrire cette opération.

M. Hann est parvenu, dans ces dernières années, à perfectionner singulièrement l'art de graver le verre par le moyen de l'acide fluorique. Il produit des demi-teintes et des ombres fortes avec une merveilleuse facilité: il peut reporter sur verre les dessins les plus compliqués et les rendre tous au ton désiré. Il se sert d'un vernis particulier et emploie plusieurs précautions que je ne puis vous faire connaître. Il me suffit de vous avoir donné une idée exacte de cette belle application de l'acide fluorique.

Je ne terminerai pas l'histoire de l'acide silicique et de ses principaux composés sans vous dire quelques mots des *silicates alcalins solubles* et vous signaler les diverses circonstances dans lesquelles l'industrie et les beaux-arts peuvent en tirer parti.

Lorsqu'on chauffe fortement dans un creuset, à la forge, et jusqu'à fusion complète, un mélange de 15 parties de sable blanc ou de quartz pulvérisé, 10 parties de carbonate de potasse et 4 parties de charbon, on obtient une masse vitreuse et boursouflée, brunâtre, qui n'est autre chose que du *silicate de potasse* coloré par un peu de charbon. Dans cette opération, l'acide silicique déplace l'acide carbonique, qui se dégage avec effervescence ; la réaction peut donc se traduire ainsi :



$$KO,CO^2 + SiO^3 = KO,SiO^3 + CO^2.$$

Le charbon est fort utile, parce qu'il facilite beaucoup la réaction, et empêche qu'il ne reste du carbonate de potasse indécomposé.

En traitant la masse calcinée par 5 à 6 fois son poids d'eau bouillante, le silicate se dissout peu à peu, et fournit une solution incolore alcaline. C'est ce que les anciens chimistes nommaient la *liqueur des cailloux*, parce qu'ils employaient les *silex* ou *cailloux* pour sa préparation.

Si l'on concentre cette liqueur jusqu'en consistance sirupeuse, et qu'on l'applique au pinceau à la surface du bois ou d'une toile, elle se dessèche rapidement et forme un enduit vitreux ; si on la chauffe dans une capsule jusqu'à siccité, elle fournit une masse blanche, translucide, vitreuse, sans dureté et insoluble dans l'eau froide, mais lentement soluble dans l'eau chaude. On l'appelle *verre soluble*.

Lorsque, dans la dissolution du silicate de potasse, on verse un léger excès d'acide chlorhydrique ou sulfurique, on met en liberté l'acide silicique, qui se dépose en gelée blanche plus ou moins épaisse, si les liqueurs sont suffisamment concentrées. En lavant bien cette gelée et la desséchant au rouge dans une

capsule, il reste une poudre insipide, opaque, insoluble dans tous les acides, moins l'acide fluorique. Tel est le moyen qu'emploient habituellement les chimistes pour se procurer de l'acide silicique pur.

En remplaçant, dans les opérations précédentes, le carbonate de potasse par le carbonate de soude, on obtient le *silicate de soude*, qui a les mêmes propriétés générales que le silicate de potasse.

Un chimiste bavarois, Fuchs, s'est servi, en 1820, du verre soluble pour préserver toutes les matières combustibles des atteintes du feu. Sa dissolution plus ou moins concentrée, appliquée sur les toiles, le papier, les bois, etc., les rend incombustibles, parce qu'il se forme à la surface de ces matières, par la dessiccation, un enduit vitreux, fusible par la chaleur et capable de les garantir du contact de l'air nécessaire à leur combustion. Malheureusement, les objets ainsi préparés deviennent tellement raides, qu'il est impossible de s'en servir; de plus, le prix de la toile et du papier en est considérablement augmenté. Bien que le verre fusible de Fuchs soit un moyen imparfait et peu praticable en grand pour empêcher l'inflammation des matières combustibles, on l'a néanmoins fait servir à la préparation du bois et des matières employés lors de la reconstruction du théâtre de Munich.

Gay-Lussac avait proposé, en 1821, pour obtenir le même résultat, d'imprégner les objets combustibles de sels ammoniacaux, de borax, mais surtout d'un mélange à parties égales de sel ammoniac et de phosphate d'ammoniaque, ou de sel ammoniac et de borax. L'idée d'employer le phosphate d'ammoniaque pour préserver les corps de la combustion, date du siècle dernier; elle est due à un certain Arfird, Saxon de naissance, qui en fit l'expérience en présence du duc Frédéric de Brunswick, en 1786. Mais le phosphate d'ammoniaque, outre qu'il altère les couleurs et les tissus, a le grave inconvénient d'être décomposé par le charbon à la chaleur rouge et de fournir du phosphore, ce qui ne serait pas le moyen, dans le cas d'un incendie intense, d'arrêter les progrès du feu. Le borate d'ammoniaque serait préférable, si son prix élevé n'y mettait obstacle.

En 1841, M. de Breza a indiqué l'emploi d'un mélange de 60$^{gr}$ d'alun, 60$^{gr}$ de sulfate d'ammoniaque, et 30$^{gr}$ d'acide borique, qu'on dissout dans un litre d'eau, auquel on ajoute 19$^{gr}$ de gélatine et 6$^{gr}$ d'empois. Les objets imprégnés ou revêtus de cette composition sont non-seulement ininflammables, mais préservés de l'attaque des insectes sous tous les climats. — M. Morin, de Genève, a conseillé l'oxyde de zinc de préférence; mais les sels précédents sont d'un emploi plus commode. En tout cas, ils ne préservent pas d'une manière indéfinie les tissus exposés à la pluie, et il est nécessaire de recharger ceux-ci de temps en temps de matières minérales pour les mettre à l'abri de l'inflammation. Il en est de même pour les tissus exposés à être froissés ou pliés fréquemment.

A l'occasion de la triste catastrophe qui, en 1856, a anéanti en quelques heures le superbe théâtre de Bruxelles, M. Henri Masson a conseillé, comme agent préservateur des tissus et du bois, le chlorure de

calcium, qui résiste sans se décomposer à la température la plus élevée, qui n'altère aucunement les couleurs, qui augmente la dureté du bois en le préservant des ravages des insectes, et dont le prix est aussi modique que possible. Malheureusement ce sel est très-déliquescent et il est à croire qu'il ne resterait pas longtemps à la surface des corps. C'est à l'expérience à prononcer sur la valeur du conseil donné par le chimiste belge.

Au surplus, ces moyens de rendre les bois incombustibles ne sont pas, comme on l'a prétendu, une découverte moderne. Les architectes de la Grèce et de Rome connaissaient la propriété qu'ont les solutions de sels alcalins et alumineux de rendre le bois ininflammable. Aulu-Gelle raconte que Sylla, assiégeant le Pirée, ne put, malgré tous ses efforts, parvenir à brûler une tour en bois construite par Archélaüs. Il se trouva que le bois de cette tour était recouvert d'alun. En 1740, J. Faggot communiqua à l'Académie des sciences de Stockholm des observations sur le moyen de garantir le bois de l'action du feu et de la pourriture. Ce moyen consistait à imprégner le bois d'une eau dans laquelle on avait dissous de l'alun, du sulfate de fer ou un autre sel astringent. Salberg, en 1744, entra dans de plus grands développements sur cette question.

Depuis quelques années, M. Kuhlmann, de Lille, a donné une nouvelle importance au silicate de potasse, en s'en servant avec succès pour durcir la pierre à bâtir, le plâtre, et pour fixer des matières colorantes à la surface des pierres, du verre, des métaux, du papier et des tissus.

Ce savant chimiste a été amené à ces importantes découvertes par l'affinité de la chaux pour la silice. En délayant cette matière alcaline ou de la craie en poudre dans une solution de silicate de potasse, il obtient un mastic durcissant au contact de l'air. La craie, en morceaux ou en pâte artificielle, étant plongée dans la même liqueur, puis exposée à l'air, perd sa texture poreuse, devient compacte et acquiert une dureté excessive. Le rôle de l'air, dans ce cas, est de séparer, par son acide carbonique, une partie de la silice du silicate, et cette silice, en présence d'une suffisante quantité de carbonate de chaux, passe à l'état de silicate de chaux.

Cette transformation remarquable des calcaires tendres et poreux en pierres dures, a été nommée par M. Kuhlmann, *silicatisation.* Vous comprenez facilement l'immense parti que l'art de bâtir peut en retirer. Des ornements inaltérables à l'humidité, et d'une grande dureté, peuvent être obtenus à des prix peu élevés ; et, dans beaucoup de cas, un badigeonnage fait avec une dissolution de silicate de potasse peut servir à préserver d'une altération ultérieure d'anciens monuments construits en calcaire tendre ; ce même badigeonnage peut devenir d'une application générale dans les contrées où, comme en Champagne, la craie forme presque l'unique matière propre aux constructions.

Le même procédé, appliqué au plâtre, lui donne la dureté du marbre.

Dans les travaux du nouveau Louvre, on a utilisé l'ingénieux moyen de M. Kuhlmann : les statues de pierre qui en ornent les façades ont reçu des couches de sa dissolution siliceuse.

Dans l'opération de la silicatisation, certaines pierres restent trop blanches, alors que certains calcaires ferrugineux prennent une nuance trop sombre. Dans le premier cas, on remédie à l'inconvénient en faisant usage du silicate double de potasse et de manganèse; dans le second, en mélangeant au silicate simple de potasse un peu de sulfate de baryte artificiel, qui entre en combinaison avec le silicate de chaux formé.

Pour remplir les joints, M. Kuhlmann emploie un mortier obtenu avec du silicate de potasse et de la pierre calcaire, le tout réduit en poudre fine avant son emploi et appliqué à l'état de pâte liquide.

Craignant que la potasse, qui devient libre dans la silicatisation des pierres, ne finisse par éprouver la nitrification (bien que, depuis 1841, des pierres silicatisées n'aient fourni aucune trace de salpêtre), et pour éviter, en employant la soude, les efflorescences que celle-ci provoque, M. Kuhlmann a eu l'idée d'enchaîner la potasse dans une combinaison tout à fait insoluble au moyen de l'acide hydrofluosilicique. Pour cela, après la silicatisation des pierres tendres et poreuses, il les imprègne d'une dissolution de plus en plus forte de cet acide, ce qui donne lieu à un fluosilicate de potasse insoluble, et prévient la formation ultérieure du salpêtre, aussi bien que toute humectation.

Les matières colorantes minérales qui servent dans la peinture, soit en détrempe, soit à l'huile, possèdent, comme la chaux, la propriété d'absorber l'acide silicique, en sorte qu'en les délayant dans du silicate de potasse et les appliquant au pinceau sur les surfaces à peindre, que ces surfaces soient en pierre, en bois, en verre, en porcelaine ou en métal, ces couleurs y adhèrent solidement et acquièrent très-rapidement une dureté excessive. Elles supportent impunément l'action de l'air et de l'eau. Le silicate de potasse offre donc l'inappréciable avantage de supprimer l'huile cuite et l'essence de térébenthine, qui sont les excipients ordinaires des couleurs de la peinture, dite à l'huile. Au double point de vue de l'hygiène et de l'économie, il y a là un immense progrès.

Sur verre, les couleurs préparées au silicate de potasse ont une demi-transparence qui permet de les utiliser dans la confection des vitraux, sans qu'il soit nécessaire de les vitrifier par l'action du feu.

M. Kuhlmann a encore appliqué ses procédés à la fabrication

des papiers peints, à l'impression typographique, à celle des étoffes, à la dorure, etc. La manière d'opérer diffère très-peu du mode habituel pour chacun de ces cas. Avec le silicate de potasse, on fixe facilement sur les tissus l'or, l'argent en poudre ou en feuilles, l'outremer et les autres substances insolubles, pour lesquelles on a employé jusqu'ici l'albumine. Les tissus ainsi imprimés peuvent être soumis au lavage et au savonnage, sans que les couleurs en soient aucunement altérées.

Dans ses usines du département du Nord, M. Kuhlmann a organisé la fabrication du silicate de potasse avec assez d'économie et sur une assez grande échelle pour permettre bientôt à chaque architecte d'effectuer la silicatisation à un prix qui ne dépassera pas 1 fr. par mètre carré de surface, et à chaque peintre décorarateur d'en recouvrir les murs et les lambris à des prix qui ne dépasseront pas ceux des peintures ordinaires. La préparation de ce sel est devenue aussi simple que possible, puisqu'elle consiste à faire réagir à chaud, sous la pression de plusieurs atmosphères, la lessive caustique de potasse sur le silex pulvérisé ; la dissolution s'en opère, dans ces conditions, avec une merveilleuse facilité. Le silicate de potasse est livré au commerce en solution marquant 35°, au prix de 30 fr. les 100 kilogrammes.

Depuis 1852, le silicate de soude joue un assez grand rôle dans les fabriques d'indiennes de France et d'Angleterre comme *sel à bouser*. Je reviendrai plus tard sur cette application. On le trouve, dans le commerce, ou en masses translucides de couleur jaune de succin, ou en dissolution concentrée marquant 48°.

On peut s'en servir avec avantage comme corps collant ; il est, sous ce rapport, supérieur à ceux qu'on a employés jusqu'ici pour réunir des fragments de verre et de porcelaine, pour recoller les vases de cette nature qui ne sont pas destinés à recevoir de l'eau bouillante.

---

## MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION.

Sur les dix métaux compris dans la quatrième section de notre classification, il n'y en a que deux dont il soit vraiment nécessaire de vous parler, car les autres, sans applications jusqu'ici, en raison de leur rareté, n'ont d'intérêt que pour les savants.

### De l'Étain.

L'étain, qui, du temps de Moïse, était déjà d'un usage très-ré-

pandu, ne se trouve dans le sein de la terre que sous les deux états de sulfure et d'acide.

Le premier de ces composés est très-rare ; l'autre est, au contraire, fort abondant, notamment dans les Indes, au Chili, au Mexique, au Brésil, en Angleterre, en Bohême, en Saxe, en Espagne. La France ne possède que de faibles dépôts de ce minéral, sur la côte de Piriac, à peu de distance de Nantes, et à Vaudry, près de Limoges.

C'est presque toujours en amas puissants, plus rarement en filons, dans des terrains anciens, ou en cailloux roulés dans des sables d'alluvion, que se montre l'*acide stannique*, nommé jadis *deutoxyde d'étain*, et appelé *cassitérite* par les naturalistes.

Son traitement est assez facile. Après l'avoir bocardé et lavé suffisamment pour séparer les matières terreuses, on le grille avec soin dans un fourneau à réverbère pour brûler et vaporiser l'arsenic, décomposer les sulfures de fer et de cuivre ; on jette la matière encore rouge dans des cuves pleines d'eau ; les sulfates de fer et de cuivre, formés pendant le grillage se dissolvent, tandis que les oxydes d'étain, de fer et de cuivre se précipitent. On retire les sulfates par évaporation et cristallisation. Quant aux oxydes, on les expose à l'air pendant quelques jours, puis on les lave pour entraîner autant que possible, les oxydes de fer et de cuivre qui, plus légers que l'oxyde d'étain, se séparent et laissent ce dernier presque pur.

On mêle alors cet oxyde avec du charbon de bois et on le jette dans un fourneau d'une forme spéciale, connu sous le nom de *fourneau à manche* (*fig.* 307). C'est un cylindre vertical en fonte revêtu d'argile, de 3 mètres de hauteur, JJ, dans lequel une machine soufflante lance de l'air par la tuyère D. L'oxyde d'étain est réduit par l'oxyde de carbone qui se forme dans le bas du fourneau F, et l'étain métallique liquéfié coule avec les scories fluidifiées dans un premier bassin I, placé à l'extérieur. On enlève de temps en temps les scories qui montent à la surface du bain, et quand celui-ci remplit presque complétement le bassin, on débouche le trou de coulée, pour que le métal passe dans un second bassin, dit de *réception*. Là, l'étain s'épure par le repos ; les métaux étrangers qu'il contient et qui sont moins fusibles que lui se déposent ; on réduit les dernières traces d'oxyde et on

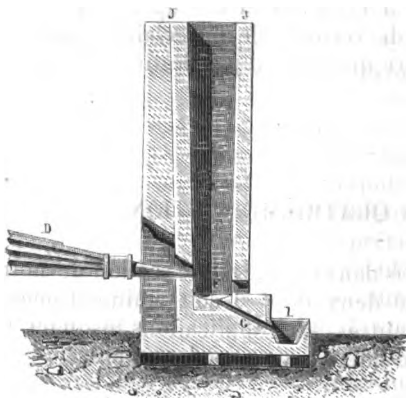


*Fig* 307.

isole les crasses encore interposées, en plongeant dans le bain, au moyen d'un châssis de fer, des morceaux de charbon mouillé, ou des fragments de bois vert; l'eau qui se dégage en vapeurs, ou les gaz provenant de la carbonisation du bois, agitent toutes les parties métalliques et entraînent à la surface les matières étrangères. Enfin, on enlève les crasses et on coule l'étain dans des moules pour le livrer au commerce.

Malgré cette longue épuration, l'étain est rarement pur. On y trouve presque toujours du cuivre, du fer, de l'arsenic, et souvent aussi du plomb et de l'antimoine.

Les mines d'étain du comté de Cornouailles en Angleterre, qui sont très-considérables, ont été exploitées depuis les temps les plus reculés; leurs produits attiraient dans les ports de la Grande-Bretagne, alors nommée îles Cassitérides, du mot grec *cassiteros*, étain, les vaisseaux des Phéniciens qui venaient s'y approvisionner. Après la destruction de Carthage, les marchands de Marseille se rendirent maîtres de ce commerce et transportèrent l'étain anglais à Narbonne, qui devint le grand marché de ce métal; mais lorsque l'Angleterre fut conquise par les Normands, ceux-ci s'emparèrent des mines d'étain du Cornouailles et en tirèrent de grands profits. Au treizième siècle, on ne connaissait, en Europe, d'autre étain que celui de Devon et de Cornouailles, car les Maures avaient dévasté et comblé les mines d'Espagne; ce ne fut qu'en 1240 que l'Allemagne commença à exploiter les mines qu'elle possède.

La production de ce métal dans le Cornouailles représente, à peu de chose près, toute la production européenne; elle a, en effet, atteint le chiffre de 45,000 quintaux métriques, tandis que celle de la Saxe ne dépasse pas 3,500 quintaux, et que celle de la Suède et de l'Autriche s'élève à peine à 750 et 380 quintaux. Le Mexique, l'île de Banca et la presqu'île de Malacca, dans la mer des Indes, fournissent beaucoup d'étain. L'île de Banca en produit à elle seule plus de 35,000 quintaux métriques. La France consomme annuellement 15 à 19,000 quintaux qu'elle reçoit de l'étranger.

Deux départements seulement, la Loire-Inférieure et le Morbihan, ont exploité, en 1851, 85 quintaux métriques de minerai, représentant une valeur de 12,225 fr.

Voici les diverses espèces d'étain du commerce, avec leurs caractères spéciaux, leurs modes d'emballage et leur destination.

1° ÉTAIN ANGLAIS. Vient du comté de Cornouailles. Comprend quatre variétés :

1er *Etain anglais ordinaire*. Arrive sous diverses marques; la plus anciennement connue est celle du *mouton*. — Dur, d'une assez grande pureté, assez facile à fondre et à travailler, d'un blanc mat, quand il est coulé depuis peu.

*Emballage*. Blocs de 150 à 170 kil. — Lingots de 30 à 40 kil. — Baguettes de la grosseur du doigt, longues de 48 à 49 centimètres, et du poids de 122 à 152 grammes. Sous cette dernière forme, il est mis en barils d'environ 200 kilogr.

*Emploi.* Poterie d'étain. Étamage du fer-blanc. Boutons de troupes. Alliages.

2° *Étain anglais raffiné.* D'un blanc plus pur que le précédent, plus souple, plus flexible, plus fusible, ayant un demi-brillant dont on tire parti pour l'emploi qu'on en fait.

*Emballage.* Comme le premier.

*Emploi.* Étamage des ustensiles de cuisine et du fer-blanc demi-brillant.

3° *Etain grain.* Brillant supérieur aux précédents; possède toutes les qualités du métal au plus haut degré de pureté.

*Emballage.* Comme les précédents, en blocs et en lingots.

*Emploi.* Teinture, fabrication des couleurs, étamage du fer-blanc brillant et des glaces.

4° *Etain grain en larmes.* Supérieur au précédent ; d'une pureté parfaite, présente l'apparence d'une cristallisation brillante et régulière.

*Emballage.* Barils de divers poids.

*Emploi.* Opérations les plus délicates et surtout pour la teinture.

2° Etain Banca. De l'île de Banca, dans la mer des Indes. Deux variétés :

1re *Etain Banca brillant.* Doux, souple, ductile, élastique, ployant, facile à fondre et à laminer, d'une très-grande pureté et d'un blanc bleuâtre éclatant.

*Emballage.* Saumons d'environ 30 kilogr.

*Emploi.* Étamage du fer-blanc brillant et des glaces. Teinture et produits chimiques.

2° *Etain Banca terne.* Couleur terne, qui indique la présence d'un métal étranger.

*Emballage.* Comme le premier.

*Emploi.* Peu employé à cause de son infériorité.

3° Étain Malacca. De la presqu'île de Malacca. Rare dans le commerce. Le premier de tous les étains. Très-brillant, doux, souple, flexible, ductile, léger et d'une pureté parfaite.

*Emballage.* Blocs de forme carrée avec les quatre angles retroussés, pesant de 500 grammes à 1 kilogr. et appelés *Chapeaux*. Barils de divers poids.

*Emploi.* Propre à tous les usages, plus particulièrement pour la teinture et l'étamage des glaces.

4° Étain du Mexique. Un des moins estimés.

Gris noirâtre, dur, sec, cassant, non ductile, et allié à plusieurs métaux étrangers.

Il y en a de deux qualités : l'*étain brillant* et l'*étain terne*.

*Emballage.* Arrive par la voie de Bordeaux en blocs de 25 kilogr.

*Emploi.* Différents usages métalliques. Raffiné, il peut remplacer l'étain anglais ordinaire.

5° Étain d'Allemagne. Vient de la Bohême, de la Saxe. C'est le plus inférieur de tous, en raison de la plus grande proportion de métaux étrangers.

Il a les mêmes caractères que celui du Mexique.

*Emballage.* En blocs et en saumons de divers poids.

*Emploi.* Alliages. Peu employé à cause de son infériorité.

L'étain est mou et très-malléable. Il communique aux doigts une odeur particulière. Quand il est en baguettes, on le ploie aisément ; il fait entendre alors un craquement particulier, qu'on a appelé le *cri de l'étain ;* ce bruit est dû au brisement des cristaux rudimentaires que renferme la masse. L'intensité du *cri* est d'autant plus grande que l'étain est plus pur (1).

Il se ternit très-promptement dans l'air humide, mais son oxydation n'est que superficielle. Entretenu en fusion dans un creuset, il brûle comme de l'amadou, se couvre d'une pellicule grisâtre ; c'est de l'*oxyde d'étain* ou *oxyde stannique*, SnO, qui se renouvelle à mesure qu'on l'enlève, et il finit par se transformer complétement en *acide stannique* blanchâtre, $SnO^2$, qu'on appelle vulgairement *potée*. Cet acide est employé à la préparation des émaux ; on s'en servait jadis pour polir les glaces. Habituellement, on ajoutait un peu de plomb à l'étain qu'on voulait convertir en *potée*, de sorte que celle-ci était alors un *stannate* d'oxyde plombique. L'addition du plomb rend l'oxydation de l'étain beaucoup plus prompte, probablement à cause de l'affinité des deux oxydes.

Il n'est aucun de vous qui n'ait regardé ces ouvriers qui, au coin des rues, refondent les vieilles cuillères d'étain, et qui ne les ait vus enlever avec soin, à la surface du métal fondu, cette pellicule grisâtre qu'ils appellent la *crasse*. Plus ils chauffent, plus ils en obtiennent, et plus, par conséquent, ils rajoutent d'étain à celui qu'on leur a donné. C'est là un double bénéfice pour eux, car cette *crasse*, qu'ils ont l'air de dédaigner, leur fournit de l'étain pur, lorsqu'ils la calcinent avec du charbon ; ce qu'ils ne manquent pas de faire, quand ils ne sont plus sous les yeux du public.

L'étain est un des métaux les plus fusibles, car on peut le couler, dans son état de fusion, sur du papier ou du linge sans brûler ces matières organiques. L'aspect que présente sa surface, au moment où il se solidifie, sert d'indice dans le commerce pour apprécier sa pureté. L'étain pur, coulé dans une petite cavité de 1 à 2 centimètres de diamètre, présente, en se solidifiant, une surface parfaitement lisse, sur laquelle on n'aperçoit aucun signe de cristallisation ; mais de très-petites quantités de métaux étrangers lui donnent la propriété de se couvrir de ramifications aiguillées ou étoilées, d'autant plus étendues que l'étain est plus allié.

(1) Ce caractère n'appartient pas uniquement à l'étain ; le zinc pur et même le zinc du commerce le possèdent également, d'après M. Boutigny ; il en est de même du cadmium coulé en petits lingots, d'après Lassaigne, et du bismuth, d'après Chaudet.

En raison de sa mollesse, on ne peut réduire l'étain en poudre par la percussion. Pour l'avoir dans cet état, on le fond, on le coule dans une boîte sphérique, dite *boîte à savonnette*, et on l'agite vivement jusqu'à ce qu'il soit solidifié; on passe ensuite au tamis pour séparer les grenailles de la poudre fine. Aux Indes, on coule le métal fondu dans un bambou traversé, dans tous les sens et dans toute sa longueur, par un grand nombre de chevilles, et on imprime au bambou un mouvement rapide de va-et-vient. On obtient ainsi une poudre impalpable qui sert à faire, sur le bois, des dessins auxquels on donne un vif éclat métallique, à l'aide d'un brunissoir en bois dur. Le meilleur procédé, toutefois, pour avoir de l'étain très-divisé, c'est de le précipiter de ses dissolutions salines à l'aide de lames de zinc; il est alors en poussière noire et sans éclat; on l'applique sur le papier, et, par un lustrage, on obtient ce que l'on appelle le *papier étamé*.

L'étain est à peine attaqué par l'acide sulfurique, mais l'acide azotique agit sur lui avec une si grande violence, même à froid, que les anciens chimistes disaient que l'eau-forte dévore l'étain. Le métal se change en une poudre blanche insoluble; c'est de l'*acide stannique*, $SnO^2$, identique à celui qui existe dans la nature.

De même qu'il y a deux oxydes de l'étain, un protoxyde SnO, et un oxacide $SnO^2$, dont il vient d'être question, de même aussi il y a deux chlorures, ainsi composés :

| | Protochlorure. | Bi ou Perchlorure. |
|---|---|---|
| Étain........... | 62,39 | 45,34 |
| Chlore......... | 37,61 | 54,66 |
| | 100,00 | 100,00 |
| Symboles.... | SnCl | $SnCl^2$. |

Ces chlorures, en raison de leur emploi fréquent dans la teinture et l'impression des tissus, méritent de nous arrêter pendant quelques instants.

1. Le *protochlorure* s'obtient en traitant l'étain en grenailles par l'acide chlorhydrique concentré. On opère dans des vases de grès que l'on chauffe au bain de sable; l'étain doit toujours être en excès. La réaction est très-vive; il se dégage avec effervescence du gaz hydrogène dont l'odeur est fétide. Lorsque l'acide est saturé, on décante la dissolution que l'on concentre à 60 ou 66°; elle se prend en masse cristalline par le refroidissement. C'est là le *sel d'étain* du commerce.

On pourrait l'avoir en octaèdres volumineux bien réguliers contenant 2 équivalents d'eau : SnCl,2HO; mais les teinturiers et les indienneurs ne voulant employer que celui qui est en petites ai-

guilles brillantes, on est obligé de concentrer assez les liqueurs pour avoir une cristallisation en masse.

Ce composé blanc, d'une saveur astringente très-forte, d'une odeur caractéristique qu'on a comparée à celle du poisson pourri, a une réaction très-acide au tournesol. Il faut le conserver à l'abri de l'air, car autrement il jaunit, absorbe de l'oxygène, de l'humidité, et donne naissance alors à un mélange d'acide stannique, de bichlorure d'étain et d'acide chlorhydrique.

Sa dissolution aqueuse s'altère encore plus vite, aussi ne doit-on la faire qu'au moment de s'en servir. Il faut toujours aciduler l'eau dans laquelle on veut le dissoudre, car l'eau pure le décompose en partie, en précipitant une poudre d'un blanc jaunâtre, qui est un oxychlorure : $SnCl + SnO$.

Avide d'oxygène, sa dissolution peut être considérée comme un désoxygénant puissant, et, sous ce rapport, c'est un agent important entre les mains de l'indienneur pour enlever l'oxygène à nombre de substances, notamment aux peroxydes de fer et de manganèse; aussi le *sel d'étain* est-il employé comme *rongeant* sur les fonds produits par ces deux oxydes. Ceux-ci, ramenés par lui à un moindre degré d'oxygénation, peuvent se dissoudre dans le rongeant, et c'est pour parvenir à ce but qu'on ajoute toujours à celui-ci de l'acide chlorhydrique.

Voici des liqueurs rouges qui contiennent, en dissolution, de l'acide permanganique ; si j'y verse quelque peu de sel d'étain, elles vont être décolorées subitement, parce que ce sel convertira l'acide permanganique en protoxyde incolore. Eh bien ! ce que je fais ici dans un verre, les indienneurs le font sur leurs toiles. Ils produisent ainsi des dessins blancs sur les fonds *solitaires*, obtenus au moyen d'un sel de manganèse; et lorsqu'ils veulent avoir ces dessins colorés, ils ajoutent au rongeant des décoctions de fernambouc, de campêche ou de graines de Perse, du bleu de Prusse ou du sous-chrômate de plomb, qui colorent les parties rongées par le sel d'étain en rouge, en rose, en violet, en jaune, en bleu ou en orange.

Vous voyez de nouveau par ces faits, Messieurs, tout ce qu'il y a de beau dans l'art de l'indienneur, art tout chimique, qui reproduit en grand nos expériences délicates de laboratoire.

Les composés ferrugineux forment, comme vous le savez, des taches de rouille très-persistantes sur le linge. Il y a un moyen bien simple de les faire disparaître, en quelques minutes, sans altérer aucunement le tissu; c'est d'imbiber l'endroit taché avec une faible dissolution de sel d'étain acidulée.

Mais là ne se bornent pas les applications du chlorure d'étain. C'est encore un mordant très-précieux, notamment pour les couleurs violacées, dont il rehausse beaucoup l'éclat. Il sert aussi à

modifier la nuance de quelques autres. On en fait un grand emploi pour le rosage du rouge des Indes. Il entre aussi dans la préparation du bleu et du vert d'application solide. Enfin, seul ou avec le concours de l'acide sulfurique ou d'un alcali, on l'emploie pour préparer les toiles destinées à recevoir l'impression des couleurs qui se fixent à la vapeur.

Je l'ai indiqué, dès 1835, comme un excellent réactif pour reconnaître dans l'acide chlorhydrique du commerce l'acide sulfureux qui y existe souvent en proportions notables. Voici comment on opère. On met dans un verre 16 grammes environ de l'acide à essayer ; on y ajoute 8 à 12 grammes de sel d'étain bien blanc et non altéré par l'air ; on remue avec un tube, et l'on verse sur le tout deux ou trois fois autant d'eau distillée, en agitant. Pour peu qu'il y ait de l'acide sulfureux, on voit, immédiatement après l'addition du sel d'étain, l'acide chlorhydrique se troubler, devenir jaune, puis dès qu'on a ajouté l'eau, on sent l'odeur de l'hydrogène sulfuré, et la liqueur prend une teinte brune en déposant une poudre de même couleur, qui est du sulfure d'étain. On reconnaît par ce moyen moins d'un centième d'acide sulfureux. Il est essentiel de ne pas ajouter l'eau avant le sel d'étain.

Je dirai ici, puisque l'occasion s'en présente, qu'on prive l'acide chlorhydrique de l'acide sulfureux, en y faisant passer un peu de chlore gazeux. Celui-ci, en s'emparant de l'hydrogène de l'eau, met en liberté son oxygène, qui convertit l'acide sulfureux en acide sulfurique, dont la présence a beaucoup moins d'inconvénients.

2. Le *bi* ou *perchlorure* prend naissance quand on traite l'étain par l'eau régale qui l'attaque avec violence. Mais ordinairement, dans les fabriques, on le prépare en faisant passer un courant de chlore en excès dans une dissolution de protochlorure, ou mieux dans les eaux mères de ce sel qui refusent de cristalliser. Quand la liqueur ne colore plus la dissolution d'or, on cesse le dégagement du chlore, on la concentre jusqu'à la densité convenable pour son emploi, ou jusqu'à ce qu'elle se prenne en masse par le refroidissement.

C'est alors un hydrate à 3 ou 5 équivalents d'eau, d'un blanc grisâtre, en morceaux amorphes et compactes, qu'on vend sous les noms d'*oxymuriate d'étain*, de *composition* ou de *mordant d'étain.*

Il est déliquescent ; il rougit fortement le tournesol ; sa saveur est très-caustique, son odeur moins prononcée que celle du protochlorure.

Sa dissolution aqueuse, d'abord limpide, transparente et incolore, se trouble bientôt à l'air, jaunit et laisse déposer des flocons d'acide stannique. Elle devient souvent gélatineuse.

Elle se distingue de celle du protochlorure, en ce qu'elle n'agit pas comme désoxydant sur les sels métalliques. Elle précipite en

jaune par l'hydrogène sulfuré, et non en brun comme celle du protochlorure.

L'oxymuriate d'étain joue un rôle important, comme *mordant*, dans la teinture des laines en rouge écarlate, et dans celle du coton en rouge de Brésil, de Sainte-Marthe, de Nicaragua, en jaune de quercitron. Il sert aussi pour les couleurs d'application et les *couleurs-vapeur*.

Dans ces derniers cas, on lui substitue souvent ce qu'on appelle dans les fabriques le *sel d'étain pour rose* ou *pink-salt*. C'est un chlorure double, qu'on prépare en dissolvant dans l'eau 1 équivalent de chlorure de potassium ou de sodium, ou de sel ammoniac avec 1 équivalent de bichlorure d'étain. La liqueur, évaporée convenablement, laisse déposer de très-beaux cristaux octaédriques ou prismatiques.

Ces chlorures doubles sont désignés par les chimistes sous le nom de *chlorostannates*.

Lorsqu'on décompose par l'eau le bichlorure d'étain anhydre, qui est liquide, fumant au contact de l'air et qu'on désignait jadis sous le nom de *liqueur fumante de Libavius*, du nom du chimiste qui en fit la découverte, il se précipite une poudre blanche qui est de l'*acide stannique,* mais dans un état moléculaire différent de celui de l'acide stannique qu'on obtient par la réaction de l'acide azotique sur l'étain. Pour distinguer ces deux variétés isomériques du même composé, on conserve à la première le nom d'*acide stannique,* et on donne à la seconde celui d'*acide métastannique*. Celui-ci, plus stable, se distingue par son insolubilité dans les acides étendus, et par sa faible capacité de saturation. Tous deux, d'ailleurs, quand ils sont secs et purs, contiennent les mêmes proportions d'oxygène et de métal, soit : 21,39 du premier et 78,61 du second.

Plusieurs stannates ou métastannates sont utilisés dans l'industrie. Ainsi, les teinturiers de l'Angleterre et de l'Allemagne font usage, depuis plusieurs années, du *stannate de soude* comme *mordant* pour la teinture des fils et des tissus de coton, en rose et rouge de Brésil, lilas et violet de campêche, etc. — On obtient ce sel en projetant de l'étain dans un mélange de soude caustique et de nitrate de soude chauffé vivement. Le métal passe à l'état d'acide métastannique au moyen de l'oxygène de l'acide azotique. — Ce sel est blanc, de saveur alcaline ; il est très-soluble dans l'eau, plus à froid qu'à chaud ; aussi sa dissolution se trouble-t-elle par l'ébullition. Il peut cristalliser en tables hexagonales.

Les fabricants de faïence de l'Angleterre emploient, depuis longtemps, sous le nom de *pink-colour*, une couleur rose qui donne, par impression sous vernis, ces ornements délicats et d'un rouge rosé agréable qu'on remarque sur les faïences fines. Nous

savons, grâce à M. Malaguti, que cette couleur est un stannate de chrôme. On la prépare en mélangeant 100 parties d'acide stannique, 34 de craie, et 3 à 4 parties de chrômate de potasse, auxquels on ajoute 5 parties de silice et 1 partie d'alumine. On fait un mélange bien intime, qu'on expose à la température du rouge clair pendant quelques heures. La masse est d'un rouge très-sale, mais elle devient d'un beau rose en la lavant avec de l'eau faiblement acidulée par l'acide chlorhydrique.

En supprimant la craie, et calcinant à la température d'un four à porcelaine, on obtient une laque minérale d'une belle couleur violette et fort stable, qui peut être appliquée non-seulement à la coloration des poteries et des papiers peints, mais aussi à la peinture à l'huile et à l'aquarelle. M. Leykauft la prépare en précipitant le bichlorure d'étain par le chrômate neutre de potasse, laissant sécher le précipité sur une toile et chauffant la masse jaune brunâtre et translucide jusqu'au rouge. Cette laque fournit sur les poteries depuis le rose tendre jusqu'au violet le plus sombre.

Un autre composé de l'étain, le bisulfure, $SnS^2$, plus connu sous les noms d'*or mussif* ou *musif*, d'*or mosaïque*, d'*or de Judée*, de *bronze des peintres*, sert depuis des siècles dans la peinture d'ornement pour imiter les tons et les reflets du bronze, pour dorer sur bois, pour bronzer les poteries et les statuettes de plâtre, pour faire la cire à cacheter de couleur d'or. Les physiciens rendent leurs machines électriques plus puissantes en frottant de cette même substance les coussins qui frictionnent le plateau de verre.

Le bisulfure d'étain se présente sous la forme de lames hexagonales brillantes, translucides, douces au toucher, d'une couleur jaune de laiton tirant un peu sur le bronze. On le prépare, depuis longtemps, à Nuremberg, de la manière suivante. On dissout 12 parties d'étain dans 6 parties de mercure, on broie cet amalgame avec 7 parties de fleur de soufre et 6 parties de sel ammoniac, et on le chauffe doucement au bain de sable dans un matras en verre jusqu'à cessation de vapeurs blanches : on élève ensuite la température peu à peu jusqu'au rouge obscur. Lorsqu'après le refroidissement, on casse le matras, on trouve au fond le bisulfure sous la forme d'une masse légère composée de ces écailles jaunes, d'aspect métallique, qui lui ont fait donner par les alchimistes le nom d'*or mussif*. — Comme le mercure est très-cher, on peut le remplacer, en même temps que l'étain, pour cette préparation, par le *tain* des vieilles glaces, qui est un rebut chez les miroitiers, et dont le prix ne dépasse guère 3 f. le kilog.

Moins altérable que la plupart des autres métaux par l'air et les

différents liquides, l'étain sert à confectionner une foule d'ustensiles pour l'usage domestique : des cuillères, des assiettes, des vases pour contenir les liquides. C'est l'argenterie du pauvre. Il sert aussi à étamer les casseroles.

On ajoute ordinairement du plomb à l'étain pour en diminuer le prix et le rendre plus facile à travailler. Voici la composition des principaux alliages de ces deux métaux :

| | ÉTAIN. | PLOMB. |
|---|---|---|
| Alliage pour les vases et mesures de capacité. | 82 | 18 |
| — pour cuillères, flambeaux, écritoires, sabliers, capsules de bouteilles, etc. | 80 | 20 |
| — pour plats, vaisselle, fontaine, etc.... | 92 | 08 |
| — pour brillants de Fahlun............ | 60 | 40 |
| — pour jouets d'enfants, etc............ | 50 | 50 |
| — pour feuilles des boîtes à thé, à envelopper le chocolat, le sucre de pommes, le tabac, etc............. | 36 | 64 |
| — des tubes pour vases siphoïdes des fabricants d'eaux gazeuses........... | 56 à 74 | 44 à 26 |

Lors de l'établissement des nouvelles mesures métriques pour les liquides, une commission de chimistes fut chargée de rechercher dans quelles proportions il était convenable d'allier ces deux métaux pour que leur mélange ne fût pas nuisible à la santé. La commission reconnut que l'on peut, sans danger, unir jusqu'à 18 parties de plomb à 82 parties d'étain. En conséquence, le titre de l'étain, pour la fabrication des mesures et des vases de cuisine, fut fixé, par un arrêté du gouvernement, à 82 centièmes, avec une tolérance de 1 centième et demi.

S'il est vrai que cet alliage au *titre* soit presque inattaquable par la plupart des matières alimentaires, il est certain aussi, quoi qu'on en ait dit, que, même à la température ordinaire, le vin, le vinaigre, le cidre, la bière, les eaux gazeuses enlèvent du plomb à tous les alliages dans lesquels ce dernier métal forme le cinquième de la masse. Comme le plomb est bien moins cher que l'étain, les potiers forcent autant qu'ils le peuvent la proportion du premier; il est donc bon de n'employer, pour l'usage domestique, que de l'étain au titre légal.

Margraff, chimiste de Berlin, ayant avancé, en 1746, que l'étamage et la poterie d'étain étaient d'un usage dangereux en raison de l'arsenic que l'étain renferme, l'alarme se répandit de toutes parts. Mais Bayen et Charlard, chargés, par le gouvernement, de répéter les expériences du chimiste prussien, démontrèrent, en 1771, que les craintes qu'on avait sur la nocuité de l'étain de vaisselle n'étaient pas fondées, parce que la quantité d'arsenic qu'il

contient habituellement est toujours trop faible pour exercer une influence fâcheuse sur la santé. Boyer s'assura qu'une assiette d'étain, dont, depuis deux ans, il faisait usage à tous ses repas, n'avait perdu que 21 centigrammes de son poids, et que l'arsenic qui pouvait être contenu dans ces 21 centigrammes, enlevés plutôt par le recurage quotidien de l'assiette que par dissolution, ne montait pas probablement à plus d'un centième de milligramme par jour !

Les feuilles d'étain, que l'on appelle *job* ou *paillon*, dans le commerce, sont obtenues par le martelage ; mais pour qu'elles ne se déchirent pas sous le choc du marteau, on les met entre des feuilles d'étain plus épaisses, en sorte que le choc reçu par la feuille supérieure se transmet aux feuilles intermédiaires, qui s'étendent sans se casser, quelle que soit leur ténuité. Pour avoir les paillons colorés, on étend à la surface de ces feuilles des solutions de carmin d'indigo, de carmin ammoniacal, une infusion de safran, etc., épaissies à la gélatine. La grande difficulté du travail consiste dans l'égalité des nuances.

Pour diminuer le prix des paillons, un Américain, M. Cooke a imaginé, en 1854, de couler autour d'un lingot de plomb, maintenu au centre d'une lingotière, de l'étain fondu, qui se soude avec le premier ; ce double lingot dans lequel l'étain peut être en quantité très-faible, parce qu'il est tout entier à l'extérieur, est alors soumis au laminage et étiré en feuilles aussi minces qu'on le désire, sans que le plomb s'échappe et se sépare de l'étain avec lequel il s'étend uniformément. On obtient ainsi des feuilles qui peuvent être employées avec beaucoup d'économie pour un grand nombre des usages auxquels on consacre ordinairement de l'étain pur, ou des alliages riches en ce métal, comme les enveloppes à tabac, les capsules métalliques pour la fermeture des bouteilles, etc. Ces feuilles d'étain fourrées remplaceront avec avantage celles que MM. Rousseau et Poisson, de Paris, fabriquaient avec un alliage d'étain, de bismuth, de zinc et de plomb pour préserver les appartements de l'humidité et empêcher la dégradation des papiers de tenture. Dans ce cas, on colle les feuilles métalliques sur les murailles, après les avoir enduites sur la face opposée d'un vernis gras. L'expérience a démontré l'efficacité de ces feuilles, puisqu'en 1844, les industriels que je viens de nommer en livraient à la consommation 40,000 dans l'année, au prix de 2 francs le mètre carré.

Mais de tous les alliages de l'étain, celui qui est consommé en plus grande quantité, c'est celui qui porte le nom de *soudure des plombiers ;* il se compose de 1 partie d'étain et de 2 parties de plomb. La soudure pour le fer-blanc renferme pour 1 partie d'étain 7 parties de plomb.

Malheureusement la soudure des plombiers est très-rapidement attaquée par une foule d'agents chimiques qui respectent le plomb, et d'ailleurs elle est assez chère. M. Desbassyns, de Richemont, a eu l'idée de souder le plomb avec le plomb, c'est-à-dire d'opérer la réunion des parties à joindre par la fusion seule et sans addition d'aucun alliage, de telle sorte que la soudure et les morceaux soudés ne forment qu'une masse homogène. Cette opération est pratiquée à l'aide de dards de flamme très-intenses, rendus maniables comme de véritables outils, et qui sont produits au moyen du chalumeau à hydrogène et à air. Ce nouveau mode de soudure a reçu de son auteur le nom de *soudure autogène*, et il lui a valu une médaille d'or à l'Exposition des produits de l'industrie nationale en 1839.

Cette jolie invention rend d'immenses services à l'industrie. Désormais il n'y a plus de limites à la grandeur des tables de plomb d'un seul morceau, soit coulé, soit laminé, puisqu'elle ne dépend plus que du nombre de celles qu'on veut réunir. Ainsi, les chaudières nécessaires pour le rapprochement des acides et la concentration des dissolutions salines, peuvent être faites en plomb pur, quelle que soit leur étendue; il en est de même des bacs à dérocher les métaux, des cristallisoirs, et généralement des vases de tous genres destinés à contenir des liquides pouvant attaquer les soudures à l'étain. La réunion immédiate du plomb permet encore de construire des serpentins à chauffage Taylor ou à la vapeur pour les applications où le plomb doit être exclusivement employé, de doubler même des tubes en fer ou en cuivre, de telle sorte que la ténacité de ceux-ci se réunisse à la moindre altérabilité du plomb; de recouvrir des vases en bois pour la conservation et le transport des acides, de l'eau de javelle. C'est surtout pour les fabriques d'acide sulfurique que la soudure autogène est précieuse, car les chambres intégralement construites en plomb pur ont une durée plus longue que celles soudées à l'étain, et rien n'est plus facile que de les réparer. L'invention de M. Desbassyns, de Richemont, est donc, comme vous le voyez, de la plus haute importance.

## De l'Antimoine.

L'antimoine est un des métaux sur lesquels les alchimistes ont le plus exercé leur patience. Sa couleur blanche, son éclat métallique très-prononcé, leur avaient fait penser que sa transmutation en argent et en or serait facile. S'ils furent trompés dans leur attente, leurs longs travaux, toutefois, ne furent pas inutiles à la science; car, en tourmentant ce métal de toutes les manières,

ils découvrirent la plupart de ses composés, qui tous ont fourni à la médecine des remèdes très-puissants.

Les préparations antimoniales sont remarquables, en effet, par leurs propriétés émétiques et purgatives. Il en est deux surtout dont l'usage a survécu aux diverses révolutions médicales : c'est l'*émétique* (tartrate de potasse et d'antimoine), dont le nom est bien vulgaire ; c'est le *kermès*, ou combinaison d'oxyde et de sulfure d'antimoine. L'art vétérinaire fait encore aujourd'hui un assez grand usage des autres composés de ce métal.

Les anciens chimistes nommaient l'antimoine métallique *régule d'antimoine* et son sulfure *antimoine cru*. L'origine du mot *antimoine* viendrait, dit-on, d'une circonstance assez singulière. Basile Valentin qui, le premier, sut extraire le métal pur de son sulfure, ayant vu des porcs acquérir un embonpoint extraordinaire pour avoir mangé le résidu d'une de ses opérations sur l'antimoine, crut que ce métal pourrait rétablir la santé des moines de son monastère, exténués par les jeûnes et les mortifications. L'administration de ce nouveau remède fut fatale à ces bons religieux, qui périrent en grand nombre. De là vint le nom d'*antimoine*.

Cela n'empêcha pas, cependant, que plus tard on ne tirât parti des vertus remarquables de ce métal. Pendant longtemps on forma avec lui de petites balles que les malades avalaient pour se purger; et, comme ces pilules servaient indéfiniment et se transmettaient, pour ainsi dire, en héritage, on les avait appelées *pilules perpétuelles*. On l'alliait aussi à l'étain pour faire des gobelets dans lesquels on laissait séjourner du vin qui acquérait ainsi une vertu émétique et purgative.

L'usage des préparations antimoniales a donné lieu à de longues et vives contestations entre les médecins du seizième siècle. La Faculté de Paris s'opposa à leur emploi, et le Parlement les proscrivit par un arrêt en date de 1566. La prévention contre ces remèdes fut si forte qu'un habile médecin, Paulmier, fut chassé de la Faculté, en 1609, pour s'en être servi. Après une lutte qui ne dura pas moins d'un siècle, la Faculté permit l'usage du vin émétique, et le Parlement de Paris autorisa enfin l'emploi de l'antimoine par un arrêt du 10 avril 1666.

Aujourd'hui, on ne se sert plus guère de l'antimoine métallique que pour durcir l'étain qu'on doit convertir en couverts, ou le plomb avec lequel on fabrique les caractères d'imprimerie. Le plomb serait trop mou et ne pourrait supporter l'effort de la presse; l'antimoine seul serait trop cassant. Leur union fournit un métal parfait pour cette application. Voici la composition des principaux alliages usuels de l'antimoine.

TABLEAU :

ALLIAGES INDUSTRIELS DE L'ANTIMOINE.

| | ÉTAIN. | ANTIMOINE. | CUIVRE. | BISMUTH. | PLOMB. | ZINC. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Poterie d'étain des ouvriers de Paris.... | 90,00 | 9,00 | 1,00 | » | » | » |
| Métal argentin de Paris............... | 85,44 | 14,50 | » | » | 0,06 | » |
| Métal du prince Robert pour couverts... | 81,75 | 15,25 | » | » | » | » |
| Métal d'Alger pour couverts et planches à graver la musique............... | 60,00 | 5,40 | » | » | 34,60 | » |
| Pewter des Anglais pour vases à boire... | 88,42 | 7,16 | 3,54 | 0,88 | » | » |
| Minofor pour ustensiles et couverts...... | 68,63 | 17,00 | 4,37 | » | » | 10,00 |
| Métal de la Reine pour théières anglaises......................... | 73,36 | 8,88 | » | 8,88 | 8,88 | » |
| Alliage pour les planches stéréotypes... | » | 14,29 | » | » | 85,71 | » |
| Autre alliage pour le même objet...... | » | 15,00 | » | 15,00 | 70,00 | » |
| Alliage pour caractères d'imprimerie et enseignes de boutiques............. | » | 20,00 | » | » | 80,00 | » |
| Autre alliage plus dur pour le même objet.............................. | » | 27,77 | 22,23 | » | 50,00 | » |
| Autre.............................. | » | 5,32 | 29,58 | » | 65,10 | » |
| Alliage pour les clés d'instruments à vent.............................. | » | 33,34 | » | » | 66,66 | » |

**Les alliages d'étain et d'antimoine qui servent, sous les différents noms indiqués ci-dessus, à fabriquer les couverts, vases, théières et autres ustensiles de cuisine, sont très-brillants au moment où ils sont livrés au commerce, mais ils perdent leur éclat, se ternissent et deviennent noirs. On leur rend leur premier lustre en les frottant avec de l'huile dans laquelle on a délayé un peu de *rouge d'Angleterre* ou de *terre pourrie*; on emploie pour cela un drap ou une flanelle. Lorsque le métal est redevenu brillant, on le lave avec de l'eau de savon chaude, on l'essuie avec un linge fin et on le passe ensuite au blanc d'Espagne; on enlève ce dernier avec un morceau de peau, qui donne, en même temps, le dernier poli.**

**On fait maintenant, en France, des cafetières et des théières en métal anglais ou métal de la Reine, qui sont aussi belles que celles qui nous viennent de Londres.**

L'antimoine métallique est d'un blanc argentin avec reflets bleuâtres; il possède un éclat très-vif; il est surtout remarquable par son tissu essentiellement lamelleux et par sa friabilité.

Lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, il s'oxyde très-facilement et répand des fumées blanches qui se condensent sur les corps froids en jolis petits cristaux blancs et brillants, qu'on appelait jadis *fleurs argentines, fleurs ou neige d'antimoine:* c'est un sesqui-oxyde, $Sb^2O^3$. Outre cet oxyde basique, il existe un *acide antimonique*, $Sb^2O^5$, et un oxyde intermédiaire $= Sb^2O^3 + Sb^2O^5$, qu'on nommait naguère, fort improprement, *acide antimonieux*. Dans tous les cas, ces deux derniers composés oxygénés, qui sont en poudre blanche ou jaunâtre, insolubles dans l'eau, n'offrent qu'un intérêt scientifique. Mais un des sels de l'acide antimonique, le *bi-antimoniate de potasse*, qu'on obtient en fondant l'acide avec un excès de potasse, a pris, en 1843, dans les mains de M. Fremy, une haute importance, comme vous allez, Messieurs, en acquérir la preuve.

Les avantages pécuniaires que présente la substitution des sels de soude aux sels de potasse, ont fait développer une industrie frauduleuse, qui consiste à vendre, sous le nom de *sels de potasse*, des sels qui contiennent des proportions considérables de sels de soude. Cette fraude peut avoir des conséquences fâcheuses pour la pratique des arts industriels, car, dans certaines fabrications, comme celles du cristal, du chlorate de potasse, du prussiate de potasse, des savons, la présence des sels de soude dans les sels de potasse est toujours nuisible. Il était donc important de trouver un réactif qui eût la propriété de précipiter la soude sans entraîner la potasse, et qui pût, par conséquent, accuser, dans un sel de potasse, la présence d'un sel de soude.

C'est ce problème que M. Fremy a résolu en découvrant que la dissolution du *bi-antimoniate de potasse*, qui est sans action sur les sels de potasse, forme, dans les sels de soude dissous

un précipité cristallin, blanc et insoluble *d'antimoniate de soude ;* elle accuse facilement, dans une liqueur, la présence de 1/350e de sel de soude. Le précipité ne se forme qu'après quelques secondes d'agitation, et n'entraîne avec lui aucune trace de sel de potasse. Lors donc qu'une potasse ou un sel de potasse du commerce, étant dissous dans l'eau, fournit avec le bi-antimoniate de potasse un précipité blanc, on peut être assuré que la potasse ou son sel a été fraudé avec de la soude ou un sel de soude, et le poids du précipité peut, après la calcination, permettre de déduire la quantité de soude qui existait dans le mélange.

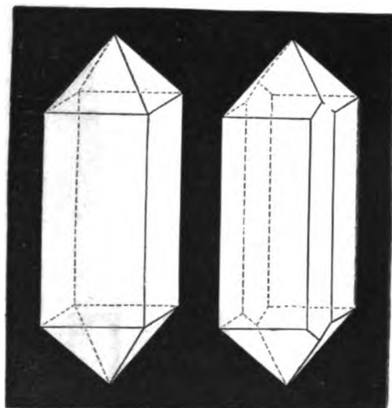


*Fig.* 308.

Parmi les composés naturels de l'antimoine, le sulfure $Sb^2S^3$, nommé *stibine* par les minéralogistes, est le seul qui soit assez abondant pour servir à l'extraction du métal. Il est reconnaissable à sa forme d'aiguilles plus ou moins volumineuses, appliquées parallèlement les unes contre les autres (*fig.* 308); il en résulte des masses très-tendres et très-fragiles, d'un gris de plomb et d'un aspect métallique assez vif (1). Ces aiguilles très-cassantes fondent à la simple flamme d'une chandelle, et exhalent une odeur sulfureuse.

(1) Il y a bien longtemps que le sulfure d'antimoine est connu, et c'est le plus ancien fard dont il soit fait mention dans l'histoire. Job donne à l'une de ses filles le nom de *vase d'antimoine* ou de *boîte à mettre du fard.* Isaïe, dans le dénombrement qu'il fait des parures des filles de Sion, n'oublie pas les aiguilles dont elles se servaient pour peindre leurs paupières ; la mode en était si bien établie, que Jésabel, ayant appris l'arrivée de Jéhu à Samarie, se mit les yeux dans l'antimoine, ou les peignit avec du fard, pour se montrer à cet usurpateur. Cet emploi du sulfure d'antimoine ne finit pas avec les filles de Judée ; il s'étendit et se perpétua partout. Les femmes grecques et romaines l'empruntèrent aux Asiatiques ; et nous voyons Tertullien et saint Cyprien déclamer contre cette coutume encore usitée de leur temps en Afrique. C'est de cet usage que le sulfure d'antimoine reçut le nom d'*alcofol,* qu'il porta dès les premiers temps historiques. Le terme *alcool,* appliqué aujourd'hui en chimie au liquide spiritueux qui constitue l'eau-de-vie, fut d'abord donné au sulfure d'antimoine naturel, si l'on en croit Homerus Poppius Thallinus. Les Romains l'appelèrent ensuite *stibium.* Les alchimistes le désignaient sous un grand nombre de dénominations absurdes, telles que *othia, alkosol, bélier, Saturne des philosophes, fils et gendre de Saturne,* etc.

On rencontre ce minéral dans les terrains anciens, en France, dans plusieurs départements, et en Angleterre, en Suède, en Saxe, en Bohême, en Hongrie, au Hartz, en Prusse, etc. On le sépare de sa gangue terreuse, en le chauffant dans des pots E, E (*fig.* 309)

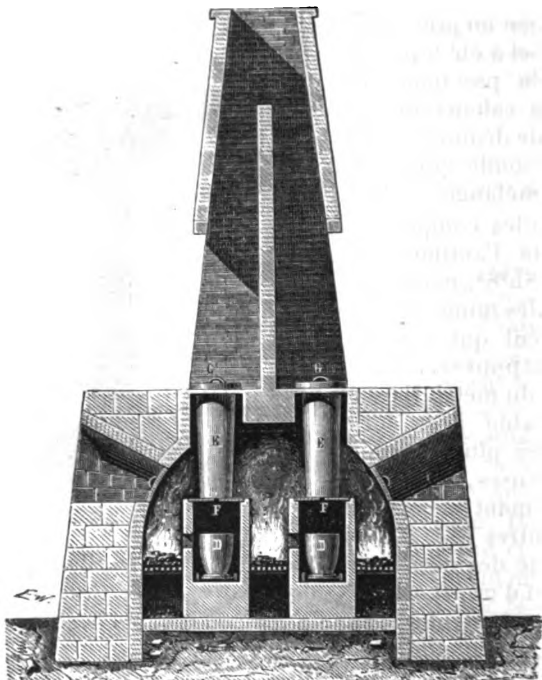



*Fig.* 309.

percés de trous à leur fond F, F et placés au-dessus d'autres pots plus petits D, D faisant office de récipients; le sulfure fond et coule dans ceux-ci ; il y cristallise.

Ainsi purifié, on le pulvérise, on le grille dans des fours pour en chasser le soufre et le convertir en oxyde d'antimoine ; puis, on chauffe ce dernier dans des creusets placés dans un fourneau de fusion, après l'avoir mélangé avec 15 p. 100 de charbon arrosé d'une dissolution de carbonate de soude. Quand la réduction est bien opérée, on coule l'antimoine dans des lingotières en fonte, et on le refond avec un peu de minerai grillé pour le purifier. On obtient alors le métal en masses hémisphériques du poids de 5 à 8 kilogr. environ, et recouvertes, à leur surface convexe, de belles

cristallisations en étoiles dont les rayons ressemblent à des feuilles de fougère.

Il y a, en France, quatre usines dans lesquelles on prépare le régule d'antimoine : elles sont situées dans les départements du Cantal, du Puy-de-Dôme, de la Lozère et de la Haute-Loire ; leurs produits réunis en minerai ne s'élevaient, en 1849, qu'à 1,084 quintaux métriques, représentant une valeur de 18,317 fr. En 1852, la production n'était plus que de 60 quintaux, soit 3,472 fr.

100 parties de sulfure donnent de 44 à 45 de métal. Celui-ci est rarement pur ; il contient un peu de soufre, du plomb, du fer, de l'arsenic, etc., matières étrangères qui toutes proviennent du sulfure d'antimoine qui les contient. On purifie l'antimoine, en le fondant, à plusieurs reprises, avec 1/20 de son poids de nitre. Les métaux les plus oxydables sont les premiers attaqués, ainsi que le soufre et l'arsenic, et ils se séparent avec la potasse sous forme de scories.

On emploie très-fréquemment le sulfure d'antimoine dans les laboratoires pour préparer l'acide sulfhydrique. Pour cela, on le

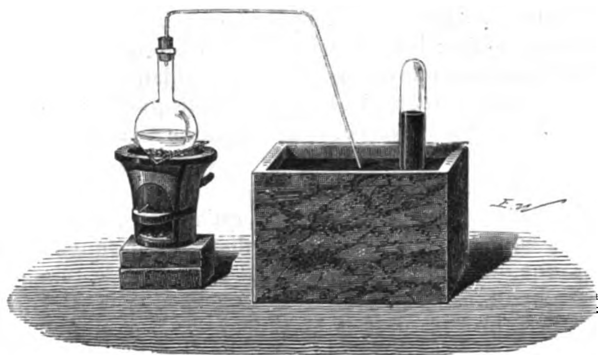
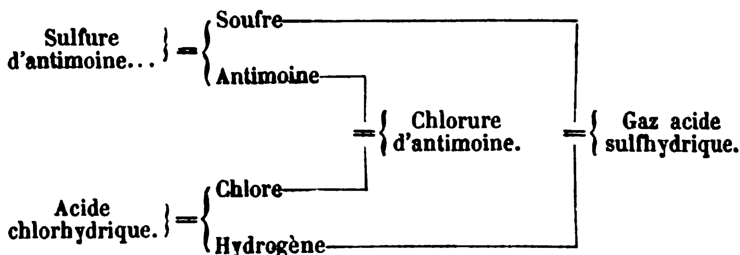


*Fig.* 310.

traite par 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique dans un appareil convenable (*fig.* 310).

La réaction se comprendra aisément par l'examen de la légende suivante :



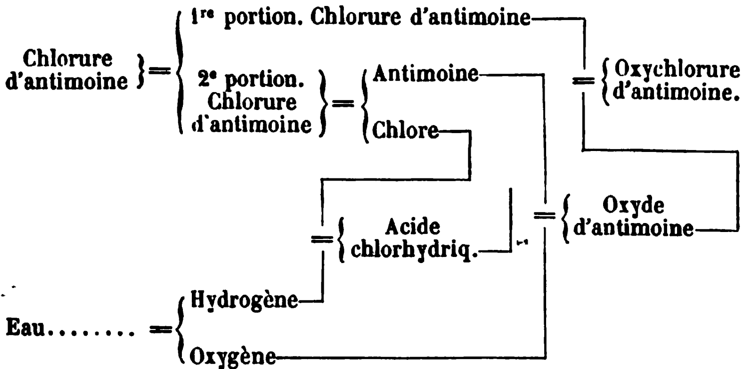



$$Sb^2S^3 + 3\,HCl = Sb^2Cl^3 + 3HS.$$

Le résidu de cette opération consiste en *chlorure d'antimoine*, $Sb^2Cl^3$, qu'on peut avoir à l'état solide, en concentrant la liqueur et la distillant. Le chlorure se volatilise et vient se figer dans le récipient en une masse blanche, demi-transparente, d'un éclat gras et comme onctueux. C'est cette substance que les alchimistes appelaient *beurre d'antimoine*. C'est un caustique très-violent dont les médecins se servent souvent pour cautériser certaines plaies, surtout celles produites par la morsure des animaux enragés ou venimeux. Dans les arts, il est employé pour bronzer les métaux, et notamment le fer; les armuriers en font fréquemment usage pour donner aux canons de fusil cette teinte jaune brunâtre, appelée improprement *bronze* (1). Il est probable qu'elle est due à une couche d'antimoine métallique, qui s'applique à la surface du fer, et qui provient de l'action décomposante que ce dernier métal exerce sur le chlorure d'antimoine.

Ce chlorure ne se dissout dans l'eau qu'autant que celle-ci est très-acide et en petite quantité. Cette dissolution donne un beau précipité jaune orangé avec l'acide sulfhydrique; c'est du sulfure d'antimoine hydraté. Versée dans beaucoup d'eau, elle produit de suite un précipité blanc abondant, grumelé, ressemblant assez au lait caillé. C'est que le chlorure d'antimoine, en décomposant l'eau, donne lieu à la formation d'acide chlorhydrique, et d'un *oxychlorure d'antimoine* insoluble. La légende suivante vous fera très-bien concevoir cette réaction curieuse de l'eau sur le composé binaire dont je parle.

(1) On préfère aujourd'hui les sels de fer pour cet emploi. On vend, dans le commerce, un liquide servant à bronzer les canons de fusil, et qui est composé de 1 litre d'eau, 45 grammes de couperose verte, et quelques gouttes d'alcool nitrique et d'éther. Cependant ce liquide agit lentement; on peut remédier à cet inconvénient en mettant une dose un peu plus forte d'alcool nitrique, ou 4 à 5 grammes par litre d'acide azotique à 36°.






$$3Sb^2Cl^3 + 7HO = (Sb^2Cl^3, 2Sb^2O^3, HO) + 6\,HCl.$$

Cette poudre blanche, cet oxychlorure d'antimoine fut longtemps nommé *mercure de vie*, *poudre d'Algaroth*, du nom d'Algarothi, médecin et chimiste italien, qui l'a, le premier, recommandée et employée comme médicament purgatif et émétique.

On avait voulu, dans ces derniers temps, appliquer cette poudre à la peinture à l'huile, de même que l'oxyde blanc d'antimoine, mais on y a renoncé, parce que leur emploi n'est pas sans quelque danger pour les industriels qui les fabriquent, pour les peintres qui les broient, et que, d'ailleurs, les peintures exécutées avec ces substances deviennent jaunes sous l'influence du gaz hydrogène sulfuré.

Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans la solution légèrement acide du chlorure d'antimoine, on en précipite ce dernier métal sous la forme d'une poudre noire excessivement ténue. C'est cette poudre, lavée et séchée, qu'on désigne dans le commerce sous le nom de *noir de fer* (eisenschwarz); elle est principalement employée pour enduire les objets en plâtre et leur donner un aspect de fonte grise.

Lorsqu'on fait passer un courant d'hydrogène sulfuré dans la solution du chlorure d'antimoine, ou lorsqu'on l'additionne de sulfure de sodium, on obtient un précipité d'une magnifique couleur jaune-orange, qui n'est autre chose, cependant, que du sulfure d'antimoine hydraté, $Sb^2S^3,HO$. En chauffant ce précipité à 200°, il perd son eau, devient noir et cristallin; il est alors en tout semblable au sulfure naturel.

Mais si, comme l'a vu M. Mathieu Plessy, on ajoute à du chlorure d'antimoine une solution d'hyposulfite de soude, et qu'on chauffe lentement entre 30 et 35°, en remuant continuellement, jusqu'à ce qu'il ne se dépose plus rien de la liqueur, on obtient

du sulfure d'antimoine anhydre qui, au lieu d'être noir, est d'un rouge cramoisi, d'une beauté extraordinaire. Pour lui conserver cette nuance à l'état sec, on laisse bien égoutter le précipité sur un filtre, on le lave avec de l'acide acétique très-étendu, puis avec de l'eau. On donne à cette modification isomérique du sulfure d'antimoine le nom de *Vermillon* ou *Cinabre d'antimoine*.

Ce n'est pas la seule, du reste, dont soit susceptible le sulfure d'antimoine ordinaire. Ainsi, Fuchs a reconnu qu'en faisant refroidir brusquement ce sulfure noir fondu, il devient amorphe et rouge brun, moins dense, plus dur, et mauvais conducteur de l'électricité, sans avoir pour cela changé de nature chimique; ce sulfure rouge repasse à l'état de sulfure noir et cristallin, par une chaleur de 200°.

Ainsi, comme vous le voyez, voilà quatre modifications bien tranchées que nous offre le même composé chimique. C'est là un nouvel exemple de l'influence qu'exerce l'état moléculaire sur les propriétés physiques et chimiques des corps.

---

# VINGT-HUITIÈME LEÇON.

## MÉTAUX DE LA CINQUIÈME SECTION.

**Sommaire.** — **Du Cuivre; ses nombreuses espèces minérales. — Extraction de ce métal. — Ses propriétés vénéneuses. — Formation du *vert-de-gris* à la surface des vases de cuivre. — Oxydes de cuivre. — De l'*eau céleste* des pharmacies. — Des sels de cuivre et principalement du sulfate ou *couperose bleue*. — Des alliages du cuivre : *Laiton*, *bronze*, *cuivre blanc* et *maillechort*. — De la fabrication des épingles. — *Clinquant* et *oripeau*. — Du Plomb; ses nombreux usages, ses mines, son extraction. — Ses oxydes : *Massicot*, *litharge*, *minium*. — De la coupellation. — Des sels de plomb, et spécialement du carbonate ou *Céruse*. — Dangers des émanations du plomb et de tous ses composés.**

### Du Cuivre.

Après le fer, le cuivre est certainement le métal dont on fait le plus usage dans les arts. Vous savez, Messieurs, le nombre infini de vases et d'ustensiles de ménage qui sont fabriqués avec lui; vous connaissez les alambics et les chaudières qu'il fournit à l'industrie, la monnaie commune dont il est la base, ces feuilles si minces qui servent à préserver la coque des vaisseaux de la destruction par l'eau de mer et les animaux marins. Uni à plusieurs

métaux, il forme des alliages très-utiles que je vais bientôt vous faire connaître ; enfin, la plupart de ses sels ont de fréquentes applications. La privation de ce métal serait assurément une calamité pour nos sociétés modernes.

Dès l'antiquité la plus reculée, il a été connu et mis en œuvre. L'ancienne tradition des Égyptiens portait que, du temps d'Osiris, l'art de le fabriquer avait été trouvé dans la Thébaïde. On commença à en faire des armes pour exterminer les bêtes féroces, et des outils pour cultiver la terre. Cadmus porta aux Grecs la connaissance de ce métal, et fut le premier qui leur apprit la manière de le travailler. La *calamine* ou *cadmie*, qui est d'un si grand usage pour convertir le cuivre en laiton, avait reçu de Cadmus le nom qu'elle portait autrefois, et qu'elle conserve encore aujourd'hui.

On voit dans les écrits d'Homère que, du temps de la guerre de Troie, c'est-à-dire 900 à 1000 ans avant Jésus-Christ, le fer était encore peu en usage ; le cuivre en tenait lieu, et servait à la confection, non-seulement des armes, mais de tous les outils et instruments des arts mécaniques. Il en a été de même pendant bien des siècles chez les Romains. Ce n'était pas, au reste, un usage particulier aux Grecs et aux Romains; il a été commun à toutes les nations de l'antiquité, aux Égyptiens, aux Israélites, aux Philistins, aux Massagètes, aux Celtes; et l'airain a été pour toutes le métal usuel. C'est lui qui portait les noms d'*æs*, de *calchos*, d'*aurichalque* ou *orichalque*, que nous traduisons indifféremment par *airain*, *cuivre*, *bronze*, *laiton*. Le mot *cuivre*, dérivé de celui de *Kupros*, nom de l'île de Chypre où il y avait de grandes exploitations de mines de cuivre, a remplacé, à partir du troisième siècle, les anciens noms. Les alchimistes, dans leur langage figuré et poétique, lui donnèrent celui de *Vénus*, pour rappeler probablement sa facilité à s'unir à presque tous les autres métaux.

C'est, sans contredit, un des métaux les plus communs à la surface du globe, et celui qui s'offre sous les formes les plus variées. Il ne constitue pas moins de vingt-trois espèces minérales bien déterminées. Après l'or, c'est lui que l'on rencontre le plus souvent à l'état natif; il n'est jamais pur; il contient du fer, de l'or ou de l'argent. Il accompagne les autres minerais de cuivre, mais on le voit aussi en masses isolées dans des sables, au Brésil, au Chili, au Canada. Une de ces masses, trouvée à peu de distance de Bahia (Brésil), pesait 1,308 kilogr. Les mines de Corocoro, situées dans les montagnes de la Bolivie, à plus de 300 kilomètres de la côte, fournissent un minerai d'une grande richesse, consistant en un mélange de petits grains de cuivre natif et de quartz sableux. Ce minerai arrive maintenant en Europe; il est exploité à Romilly (Eure), à la Villette près Paris, etc. On a découvert, il y a une quinzaine d'années des mines considérables de cuivre natif très-pur sur la rive méridionale du Lac Supérieur, aux États-Unis; le métal est disséminé, en fragments irréguliers et de volumes très-divers, au milieu d'un vaste terrain de porphyre. Il faut bien que cette exploitation ait paru fort avantageuse, puisque, en 1848, cent vingt compagnies s'occupaient à l'envi d'arracher aux entrailles du sol cette riche dépouille. Un

fait entièrement nouveau pour la science, c'est que, vers une extrémité de ce dépôt, là où le cuivre est le moins abondant, on trouve de l'argent également natif en très-petits fragments. Par suite de cette association remarquable des deux métaux, lorsqu'on fond ce minerai, on obtient un alliage de cuivre et d'argent, dans lequel la proportion de ce dernier peut s'élever jusqu'au vingtième.

Mais c'est surtout à l'état de sulfure double de fer et de cuivre, ou de *cuivre pyriteux* qu'il est abondant. Presque tous les pays en possèdent des mines, où l'on trouve aussi du carbonate de cuivre, du protoxyde ou *cuivre oxydulé*, des arséniates, du phosphate, et des sulfures plus ou moins argentifères, appelés *cuivre gris*.

Le *cuivre pyriteux* ou *chalkopyrite*, $Cu^2S + Fe^2S^3$, qui ressemble beaucoup à la pyrite de fer, par son éclat métallique, s'en distingue à sa couleur plus jaune rougeâtre et par des teintes irisées très-belles. C'est dans les terrains primitifs que se trouvent surtout les minerais de cuivre. Les pays les plus riches, sous ce rapport, sont l'Angleterre, la Suède, l'Autriche, la Saxe, la Hongrie, la Transylvanie, en Europe ; et, dans les autres parties du monde, le Mexique, le Chili, le Brésil, la Perse, le Japon, la Chine, l'Arabie, la Sibérie, etc. En France, on ne connaît guère que les mines de Chessy et Saint-Bel, près de Lyon, de Poullaouen et Huelgoat, en Bretagne ; celles de Baigorry, dans les Pyrénées, sont actuellement épuisées. Les plus anciennes mines de cuivre connues sont celles de Rammelsberg, près de Goslar dans le Hanovre ; elles ont été ouvertes en 968.

L'extraction du cuivre, dans le monde entier, fournit annuellement 578,104 quint. métriq., qui représentent une valeur de 175,821,000 fr. dont l'Angleterre reçoit à peu près la moitié ; car c'est dans ce pays que le traitement des minerais a atteint le plus haut degré de développement et de précision (1). Ce n'est qu'en 1689 qu'on fit revivre en Angleterre l'art d'extraire le cuivre et de le raffiner, principalement dans le comté de Cornouailles. Cet art précieux avait été oublié et négligé depuis bien longtemps, et même depuis l'époque de l'entrée des Saxons en Angleterre.

En France, la production du cuivre est fort restreinte. Les seules mines exploitées sont celles du département du Rhône qui n'ont fourni, en 1852, que 92,849 quintaux de minerai, représentant une valeur de 121,991 francs. Sept départements, l'Eure, la Seine-Inférieure, la Seine, les Ardennes, le Rhône, les Bouches-du-

---

(1) C'est dans le comté de Cornouailles, dans le Devonshire, dans l'île d'Anglesey, dans le pays de Galles, etc., qu'existent les mines de cuivre les plus considérables. Mais ce sont sans contredit celles de Cornouailles qui sont les plus productives ; on n'y compte pas moins de 84 mines en exploitation ; quelques-unes sont exploitées à 435 mètres au-dessous du niveau de la mer, et à 536 mètres au-dessous de la surface terrestre. C'est l'excavation la plus profonde de la Grande-Bretagne. La puissance des machines employées à l'exploitation des seules mines, dites *consolidées*, est égale à celle de 1,000 chevaux. On y compte 2,400 mineurs qui y travaillent assidûment, non compris une foule d'ouvriers qui sont appelés dans certaines occasions. Elles ont produit, en 1833, un bénéfice net de 1,185,000 fr.

Rhône, et la Haute-Garonne, traitent des minerais de cuivre provenant du Chili, du Pérou et de l'Angleterre. Pour 1852, la production totale de la France en cuivre métallique a été de 19,192 quintaux métriques, provenant de 87,710 quintaux de minerai, et elle s'est répartie de la manière suivante :

| | | POIDS. q. mét. | VALEUR. fr. |
|---|---|---|---|
| Département | du Rhône | 234 | 56,290 |
| — | des Bouches-du-Rhône | 280 | 56,000 |
| — | de la Haute-Garonne | 732 | 190,320 |
| — | de la Seine-Inférieure | 3,500 | 1,650,000 |
| — | des Ardennes | 3,608 | 779,328 |
| — | de la Seine | 5,400 | 1,404,000 |
| — | de l'Eure | 5,438 | 1,631,400 |
| | | 19,192 | 5,167,338 |

On estime qu'annuellement on importe, en France, 91,440 quintaux de cuivre brut, au prix de 246 francs le quintal. La plus grande partie de ce cuivre brut vient d'Angleterre.

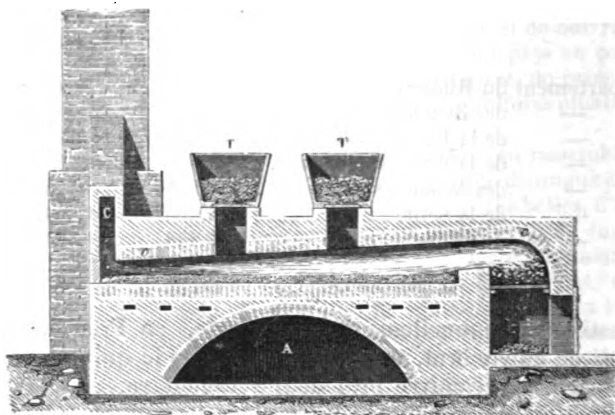
L'extraction du métal des minerais non sulfurés, tels que cuivre natif, cuivre oxydulé, carbonates, ne présente aucune difficulté ; on les chauffe, en présence du charbon de bois ou du coke, dans un fourneau à réverbère ; la réduction s'opère très-rapidement ; on coule le produit dans des moules pour en faire des *saumons*.

Mais autant ce traitement est simple, autant est long, compliqué, dispendieux celui des différents sulfures, et notamment du *cuivre pyriteux*, qui est surtout l'espèce qu'on exploite généralement. Je n'entrerai, à cet égard, que dans les détails les plus essentiels.

On commence par griller le minerai dans de grands fourneaux à réverbère (*fig.* 311) ; une assez forte portion du soufre disparaît, partie en vapeurs, partie à l'état de gaz acide sulfureux. Le résidu se compose d'oxydes de fer et de cuivre, mélangés de sulfates, et d'une certaine quantité de sulfures échappés au grillage. On le traite dans un fourneau à manche avec du charbon de bois ou du coke. Il se forme des scories ; elles recouvrent un produit brun et fragile, nommé *matte*, qui contient beaucoup plus de cuivre, et bien moins de fer et de soufre qu'auparavant.

Cette matte est soumise à un très-grand nombre de grillages successifs, dans l'intention de diminuer de plus en plus le soufre qui s'y trouve, puis fondue de nouveau avec une certaine quantité de quartz, pour entraîner dans les scories le fer à l'état de silicate. Le résultat de ces opérations longues et laborieuses est du cuivre impur, appelé *cuivre noir*, qui renferme environ 90 p. 100 de cuivre pur, et 10 p. 100 de soufre, de fer et quelquefois de zinc.

On affine le cuivre noir en le tenant en fusion pendant plusieurs heures sur la sole d'un four à réverbère, et en dirigeant à la surface du bain métallique le vent de deux forts soufflets. Le soufre brûle, le fer



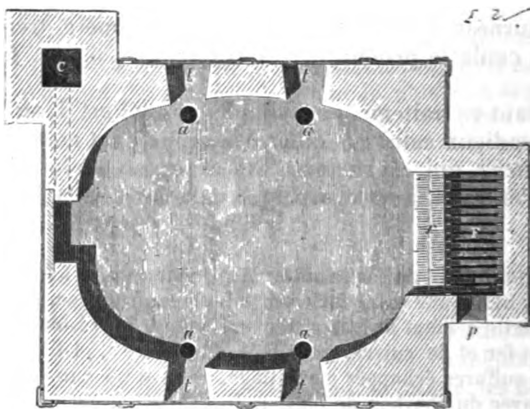




*Fig.* 311.

et les autres métaux étrangers, plus oxydables que le cuivre, s'oxydent et passent dans les scories avec une certaine quantité d'oxyde de cuivre; on enlève ces scories à mesure ; lorsque le cuivre offre une belle couleur rouge et ne produit plus d'écume, on le fait couler dans des bassins de réception. Pour hâter son refroidissement, on projette avec un balai de l'eau à sa surface, et, avec un ringard, on enlève la croûte solide à mesure qu'elle se forme.

Le cuivre ainsi obtenu, est en plaques rondes, couvertes d'aspérités ; il est connu dans le commerce sous le nom de *cuivre rosette*. Il doit sa couleur rouge rose à du protoxyde de cuivre, qui diminue beaucoup sa malléabilité ; aussi est-on obligé de le *raffiner*, pour en faire du cuivre ductile et malléable. Cette opération consiste à le faire fondre, à recouvrir la surface du bain de charbon de bois et à brasser avec une grosse perche de bois vert. Les gaz produits par la décomposition du bois, étant très-riches en carbone, réduisent la majeure partie du protoxyde, et entraînent le reste à la surface, où le charbon de bois achève la réduction. L'agitation, causée dans toute la masse par la sortie des gaz, favorise l'expulsion des matières étrangères interposées. De temps en temps l'affineur extrait un peu de métal qu'il coule en lingots et l'essaie sur l'enclume. Lorsque le métal s'aplatit sans se gercer, le raffinage est terminé ; on enlève le charbon et les scories de la surface du bain, et on procède au coulage dans des moules.

Les difficultés que présente l'exploitation de nos minerais de cuivre, fait supposer que les anciens, qui possédaient et travaillaient une quantité prodigieuse de ce métal, avaient à leur disposition des mines, épuisées aujourd'hui, de cuivre natif et carbonaté, qui ne demandent guère d'autres préparations qu'une simple fusion. Pline nous apprend qu'on exploitait le cuivre pyriteux en Chypre et dans l'Acarnanie, et qu'on en retirait le métal en calcinant le produit du grillage (oxyde de cuivre) avec du miel. Le miel, substance riche en carbone, agissait de la même manière que le charbon employé aujourd'hui pour la réduction des oxydes. Ce fait nous explique le prix élevé des métaux chez les anciens.

Dans le commerce, le cuivre est désigné par les lieux de provenance. Voici les espèces qu'on trouve sur nos marchés :

1. *Cuivre d'Angleterre*, venant particulièrement des mines de Cornouailles et d'Anglesey. On en connaît plusieurs qualités. La première réunit tous les caractères d'un métal bien raffiné et se prête à tous les usages. Les deuxième et troisième qualités n'offrent qu'un métal mal affiné, sec, dur et cassant.

Les cuivres anglais sont en lingots et plaques de divers poids, plus généralement de 7 à 8 kil. pour les lingots, de 25 à 40 kil. pour les plaques.

2. *Cuivre de Russie*. — Généralement très-bien épuré, d'une cassure finement grenue et brillante. En lingots de diverses formes et de divers poids.

3. *Cuivre de Suède*. — Variant pour le degré de finesse et d'épuration. En général, d'un beau rouge vif partout uniforme ; les parties les plus saillantes des rosettes ont un reflet argenté. En gâteaux dits *rosettes*, de différents poids et diamètres.

4. *Cuivre de Norwége*. — Moins bien affiné et moins estimé que le précédent ; mêmes formes.

5. *Cuivre du Chili et du Pérou*. — De qualités très-diverses pour le degré de pureté ; souvent noirâtre, aigre, cassant, contenant encore beaucoup de fer et de soufre. On en reçoit cependant de bien épuré, surtout celui nommé *Corocoro*. Celui de Coquimbo (Chili) l'est beaucoup moins. En lingots et barres de diverses formes et de divers poids.

6. *Cuivre du Mexique.* — Il a tous les caractères d'infériorité des basses qualités du Pérou et du Chili.

Les cuivres les plus épurés du commerce renferment toujours du plomb, du charbon, du protoxyde de cuivre et souvent de l'antimoine. Ils sont plus purs après qu'ils ont été laminés, les métaux étrangers s'oxydant pendant les chauffes multipliées qu'on fait éprouver au métal pour le soumettre à l'action des laminoirs.

Les seuls moyens d'avoir du cuivre réellement pur, c'est de réduire l'oxyde noir ou bi-oxyde par l'hydrogène, ou de décomposer le sulfate cristallisé et dissous par le courant de la pile électrique. Le cuivre galvanoplastique est dans ce cas.

Le cuivre pur a une belle couleur rouge qui lui est particulière; il possède l'éclat métallique à un haut degré; il a une saveur sensible, et lorsqu'il est frotté, il communique aux doigts une odeur fort désagréable et nauséabonde. C'est un des métaux les plus sonores, les plus ductiles et les plus malléables. Malheureusement ces précieuses qualités sont balancées par plusieurs propriétés fâcheuses qui circonscrivent ses applications. Ainsi, il est très-vénéneux, surtout à l'état d'oxyde ou de carbonate, et il tend à se changer en ces composés dès qu'il a le contact de l'air ou des aliments acides ou gras.

En effet, il se ternit bientôt à l'air et se couvre d'une légère couche verte d'hydrate et de carbonate de bi-oxyde de cuivre, qui est plus connue sous le nom de *vert-de-gris*. C'est ce qu'on remarque très-bien à la surface des statues de bronze qui décorent nos places et nos jardins publics. Cet enduit, que les antiquaires nomment *patine antique*, préserve le métal intérieur d'une altération plus profonde, en sorte que, protégées par cette espèce de manteau, les statues doivent leur conservation à la cause même qui avait paru d'abord menacer leur existence (Haüy).

Les casseroles et autres vases dans lesquels on fait cuire les aliments ne leur communiquent aucune qualité nuisible, tant qu'on ne les y laisse pas refroidir; mais ceux qui y séjournent deviennent vénéneux, parce que, sous l'influence des acides ou des matières grasses contenus dans ces aliments, le cuivre s'oxyde aux dépens de l'air, et se dissout alors dans la masse. C'est parce qu'ils n'ont pas égard à cette observation, que les domestiques exposent si souvent la vie de leurs maîtres et la leur, en servant des mets cuits et refroidis dans des vases de cuivre.

Ce motif fit proscrire le cuivre des usages domestiques en Suède, sous la reine Christine, et la reconnaissance publique vota une statue au célèbre professeur Schoffer, qui sollicita cette réforme.

Chez nous, pour diminuer les dangers de l'emploi des vases de cuivre dans les ménages, on a pris l'habitude de les recouvrir d'une couche d'étain, c'est-à-dire de les *étamer* (1). Voici comment on opère cet étamage :

On commence par décaper ou désoxyder la pièce de cuivre, en la saupoudrant de sel ammoniac, la chauffant et la frottant vivement avec un tampon d'étoupe, pour étendre la poudre sur toute sa surface. Lorsqu'elle est devenue très-brillante, on met une quantité d'étain convenable sur cette pièce, qu'on tient toujours sur le feu. Le métal étant en pleine fusion, on l'étend avec l'étoupe, par un frottement plus ou moins rapide, sur toute la surface du cuivre, et l'on continue à frotter jusqu'à la fin de l'opération, en ayant soin de rassembler l'excédant d'étain de manière à le détacher de la pièce. Pour prévenir l'oxydation, on jette souvent sur le bain une petite quantité de résine qui fond et couvre toute sa superficie.

Il faut avoir l'attention de renouveler au moins tous les mois cette couche préservatrice, lorsque les vases sont d'un usage habituel, car le récurage, le frottement des cuillères, les sauces acides, en enlèvent journellement de petites portions, et mettent bientôt le cuivre à nu. Vous comprendrez mieux l'importance de la recommandation que je fais en ce moment, lorsque vous saurez que la couche d'étain appliquée sur le cuivre n'a pas plus de $0^{mm},0675$ d'épaisseur, et que, d'ailleurs, elle n'est point unie au cuivre, mais simplement superposée.

L'étamage pratiqué avec l'étain fin est d'un beau blanc d'argent; il prend un ton jaunâtre dès qu'il éprouve un commencement d'oxydation. Lorsque l'étain employé renferme 1/3 ou 1/4 de plomb, la surface étamée présente une nuance bleuâtre prononcée.

Dès 1778, Bibcrel père a fait connaître un mode d'étamage qui dure sept fois autant que l'étamage ordinaire, et qui est tout à la fois plus économique et plus salubre. Il consiste à faire usage d'un alliage de 6 parties d'étain et de 1 partie de fer. Cet alliage est beaucoup plus dur que l'étain commun, et bien moins fusible, aussi peut-il être appliqué sur le cuivre en couches aussi épaisses que l'on désire. C'est à ces deux circonstances qu'il faut attribuer la plus grande durée de l'étamage de

(1) L'étamage du cuivre est une opération fort ancienne, et c'est aux Gaulois que revient, d'après Pline, l'honneur de cette belle découverte, si utile à la santé de l'homme. Mais le naturaliste romain ne nous dit pas si les Gaulois employèrent l'étain comme une précaution contre le vert-de-gris, ou seulement comme un objet de luxe pour divers ornements de leurs meubles. Cependant, ce qui ferait croire qu'ils commencèrent d'abord par étamer leur batterie de cuisine, c'est que par la suite ils substituèrent l'argent à l'étain pour étamer les mors de leurs chevaux, les harnais de leurs attelages et même jusqu'à leurs voitures. Les habitants de Bourges excellaient surtout dans ce genre d'industrie, imaginé à Alise, aujourd'hui Provins.

Biberel ; en effet, par la méthode ordinaire, il est impossible d'augmenter à volonté l'épaisseur de la couche d'étain, parce qu'il n'y a alliage qu'au contact des deux métaux, et que tout l'étain excédant se sépare et coule aussitôt que la pièce est exposée à une chaleur suffisante. En 1811, Biberel fils fit revivre l'invention de son père, et dans ces dernières années une compagnie s'est formée, à Paris, pour l'étamage des vases de cuivre et de tous les ustensiles de cuisine, au moyen du nouvel alliage ; elle a donné à son procédé le nom d'*étamage polychrone*. Il est à désirer qu'on adopte ce nouveau procédé, recommandé avec raison par la Société d'encouragement et le Conseil de salubrité. Napoléon I[er] avait donné l'ordre aux intendants de sa maison de confier à Biberel tous les étamages qui y deviendraient nécessaires.

Richardson et Motte ont proposé de substituer à l'alliage de Biberel un composé plus facile à appliquer, plus blanc et plus adhérent, fait avec : étain 90,4, nickel 5,7, fer 3,9. L'alliage Budi est analogue ; il se compose de : étain 89, nickel 6, fer 5.

Un étameur de Paris, le sieur Guanilh a pris, en 1833, un brevet d'invention pour un nouvel étamage qu'il fait avec de l'étain allié avec un peu de fer et de platine. Cet alliage est appliqué sur le cuivre d'après la méthode ordinaire, et par-dessus on étend une couche d'étain pur. On étame de la même manière le fer, la fonte, même le plomb et les autres métaux.

Lorsque le cuivre est en contact avec la flamme, il s'oxyde et communique à cette dernière une teinte verte ; c'est ce qu'on voit très-bien sur les fourneaux de cuisine, où la flamme des charbons qui touchent les casseroles se colore souvent d'une magnifique couleur verte. Les artificiers tirent parti de cette propriété, pour produire ces belles étoiles vertes qui jaillissent des fusées et des bombes ; ils ajoutent simplement à leurs poudres du cuivre pulvérisé très-fin.

A la chaleur rouge, le cuivre se recouvre d'une couche de protoxyde ou d'*oxyde cuivreux*, nommé vulgairement *oxyde rouge ;* il s'en détache en écailles, qu'on appelle *battitures*. Par une calcination plus longue, il se produit du bi-oxyde ou *oxyde cuivrique* d'un brun noirâtre, dit aussi *oxyde noir de cuivre*. Le premier oxyde sert aux verriers pour colorer en un beau rouge les verres employés à la décoration des monuments religieux. Le bi-oxyde donne aux verres une teinte verte plus ou moins intense.

Ces deux oxydes du cuivre ont la composition suivante :

| | Protoxyde. | Bi-oxyde. |
|---|---|---|
| Métal | 88,80 | 79,86 |
| Oxygène | 11,20 | 20,14 |
| | 100,00 | 100,00 |
| Formules | $Cu^2O$ | CuO. |

Le bi-oxyde est le seul qui se combine intégralement aux acides; c'est la base de tous les sels de cuivre.

On connait encore deux autres composés oxygénés, mais qui n'ont qu'un intérêt scientifique : l'un nommé *peroxyde* est représenté par $CuO^2$; l'autre *acide cuivrique*, peu stable, encore mal étudié, et qu'on symbolise, à tort sans doute, par $Cu^2O^3$.

Lorsqu'on traite le cuivre par l'acide azotique, le métal s'y dissout très-promptement, sans le secours de la chaleur, et il se convertit en azotate de bi-oxyde, qui colore l'acide en bleu. Si l'on verse alors dans la liqueur de la potasse ou de la soude, il se précipite un hydrate floconneux, d'un très-beau bleu, que l'ammoniaque fait, sur-le-champ, disparaître, parce qu'il se forme un *ammoniure cuivrique* qui est soluble et d'une superbe couleur bleu-azuré. C'est cette liqueur que les pharmaciens appellent *eau céleste*, et dont ils décorent la devanture de leurs officines.

Le bi-oxyde de cuivre nous offre un exemple bien remarquable de l'influence qu'exerce la présence de l'eau sur la coloration des corps. Sec, cet oxyde est d'un brun presque noir; à l'état d'hydrate, il est bleu; et, dès qu'on dessèche cet hydrate, il reprend la couleur propre à l'oxyde pur.

Les sels de cuivre sont tous caractérisés par une couleur bleue ou verte, qu'ils soient solides ou dissous. Il en est quelques-uns qui jouent un rôle important dans les arts.

Il y a deux carbonates de cuivre naturels et assez communs. L'un est vert, l'autre est bleu. Le premier s'appelle vulgairement *malachite;* il est très-recherché dans la bijouterie, pour la décoration, en raison de ses couleurs vives et variées, et du beau poli qu'il peut acquérir. On en fait des socles, des vases, des chambranles de cheminée, des tabatières, etc. C'est en Sibérie qu'on rencontre les plus beaux morceaux de cette substance. On l'appelle aussi *vert de Hongrie*, parce qu'on la trouve dans la montagne de Kernhausen, en Hongrie.

Le carbonate bleu, plus connu sous les noms de *cuivre azuré*, d'*azur de cuivre*, de *bleu de montagne*, est employé, dans quelques endroits, pour la peinture. En Tyrol, c'est avec lui qu'on peint les jouets d'enfants. Les *pierres d'Arménie*, si célèbres chez les anciens, qui leur attribuaient une foule de propriétés médicales, entre autres, celle de guérir la mélancolie, ne sont que des pierres siliceuses ou calcaires pénétrées de cuivre azuré.

L'azotate de cuivre, qui est toujours un produit de l'art, est d'un usage très-fréquent dans les fabriques d'indiennes, pour la confection de plusieurs *réserves*.

Mais c'est surtout le sulfate de cuivre, appelé *vitriol bleu*, *vitriol de Vénus*, *vitriol de Chypre*, *couperose bleue*, qui est intéressant par

les nombreux services qu'il rend à l'industrie. Il entre dans la composition de l'encre; il est, avec le sulfate de fer, la base de la teinture en noir sur laine et sur soie; il sert aussi à obtenir une foule d'autres couleurs, telles que le violet, le lilas, etc. Il joue par son oxyde le double rôle de mordant et d'agent oxydant; c'est à cause de cette dernière propriété que les indienneurs le font entrer dans leurs *réserves* pour les bleus de cuve. On colore avec lui les plumes dont on fait les panaches. Combiné avec le sulfate d'ammoniaque, il constitue un sel double employé dans plusieurs couleurs d'application. — Le chaulage du blé en consomme une certaine quantité, ainsi que la préparation des *verts de Schèele, de Schweinfurth*, dont j'ai déjà parlé, des *cendres bleues* ou *bleu de montagne artificiel*, mélange de chaux, de sulfate de chaux et d'hydrate de bi-oxyde de cuivre, utilisé dans la peinture des papiers de tenture et des décors (1). Enfin, la médecine profite des propriétés styptiques de ce sel. C'est du reste un violent poison, comme tous les autres sels solubles de cuivre.

En France, on le prépare, de toutes pièces, en mouillant des plaques de cuivre, les saupoudrant de fleur de soufre, et les chauffant au rouge dans un four à réverbère; il se fait d'abord un sulfure que l'oxygène de l'air convertit après en sulfate. En plongeant les plaques calcinées dans l'eau, on dissout le sel formé à leur surface, et on remet le cuivre à nu; on recommence l'opération, et ainsi de suite, jusqu'à ce que tout le métal soit sulfatisé; on concentre les dissolutions cuivreuses pour avoir le sel en cristaux.

On en fabrique aussi en arrosant le cuivre en feuilles avec de l'acide sulfurique faible, et laissant le métal se sulfatiser au contact de l'air.

Mais la plus grande partie du sel livré au commerce s'obtient, presque partout, en grillant au contact de l'air le *cuivre pyriteux* et traitant ensuite par l'eau pour dissoudre les sulfates formés. On concentre les eaux de lavage et on met à cristalliser. — Dans ce cas, le sulfate de cuivre contient habituellement des sulfates de fer et de zinc.

---

(1) On prépare encore deux autres couleurs vertes pour la fabrication des papiers peints :

1° *Le vert de montagne artificiel*, carbonate de cuivre obtenu en précipitant le sulfate de cuivre par le carbonate de soude à la température de + 60°;

2° Le *vert de Brême*, carbonate plus basique que le précédent, pour lequel la moitié du sel de soude est remplacée par de la potasse caustique. Il a une teinte bleu verdâtre, et se trouve dans le commerce en morceaux légers.

Ces verts ne sont pas solides; on leur préfère, dans la peinture à l'huile et la coloration des papiers, les verts arsénicaux.

Le sulfate de cuivre pur et cristallisé a la composition suivante :

| | |
|---|---|
| Oxyde de cuivre.......... | 31,84 |
| Acide sulfurique.......... | 32,06 |
| Eau combinée............ | 36,10 |
| | 100,00 |

Son symbole est ainsi écrit : $CuO,SO^3+5HO$.

Ce sel se présente en gros cristaux transparents, qui sont des parallélipipèdes obliques plus ou moins modifiés sur les arêtes et les angles opposés (*fig.* 312). D'une magnifique couleur bleue d'azur, ces cristaux, en perdant une grande partie de leur eau de combinaison, deviennent opaques et blanchâtres à leur surface. Ils possèdent une saveur styptique très-prononcée, fort désagréable, qui excite la salivation.



*Fig.* 312.

A + 100°, le sulfate de cuivre éprouve la fusion aqueuse, se dessèche et ne retient plus qu'un seul équivalent d'eau. A + 200°, il devient anhydre et forme une poudre presque blanche, mais il reprend sa couleur bleue par sa dissolution dans l'eau. A une température rouge, il se décompose entièrement et laisse pour résidu de l'oxyde noir de cuivre.

Il se dissout dans 4 parties d'eau froide, dans 2 parties d'eau bouillante ; sa dissolution rougit le tournesol.

On trouve, dans le commerce, trois sortes de *vitriol bleu*, qu'il faut savoir distinguer :

1. Le sulfate de cuivre pur ou presque pur ; c'est le *vitriol de Chypre*, proprement dit. Il est en cristaux d'un bleu pur, plus ou moins volumineux, et offrant tous les caractères précédents.

Son prix oscille entre 106 et 110 fr. les 100 kil.

2. Le sulfate connu sous le nom de *vitriol de Salzbourg*. Il est bleu verdâtre, et cristallisé en prismes quadrangulaires à base oblique, très-volumineux, toujours humides.

C'est un sulfate double de cuivre et de fer ; sa composition varie avec son origine, et sa valeur commerciale est d'autant plus grande qu'il contient proportionnellement plus de sulfate de cuivre.

Il y en a trois variétés, qu'on distingue par les noms de :

1 *aigle ou N°* 1, contenant le moins de cuivre. Dernière qualité.

2 *aigles ou N°* 2, contenant un peu plus de cuivre. Qualité moyenne.

3 *aigles ou N°* 3, c'est le plus riche en sulfate de cuivre, ou la première qualité.

On fabrique ces vitriols ferrugineux, en France, depuis une trentaine

d'années, notamment à Paris, à Vienne (Dauphiné) et à Bouxwiller, en Alsace.

Leur prix varie de 25 à 40 fr. les 100 kil.

Quand ils s'effleurissent à l'air, ils se recouvrent d'une croûte d'autant plus jaunâtre ou ocracée, qu'ils contiennent plus de sulfate de fer.

3. Le sulfate de cuivre mixte ou *vitriol mixte de Chypre*. C'est un double sulfate de cuivre et de zinc, qui se présente en prismes rhomboïdaux obliques, très-volumineux et d'un beau bleu clair, humides, friables; l'air ne les ternit pas.

Le commerce le tire des mines de Chessy, près Lyon.

Son prix varie de 25 à 40 fr. les 100 kil.

Indépendamment des caractères extérieurs qui permettent, jusqu'à un certain point, de ne pas les confondre, ces trois sortes de *vitriols* peuvent être facilement distinguées au moyen des réactifs suivants : on opère sur leurs dissolutions préparées avec 1 partie de sel pour 10 parties d'eau :

| RÉACTIFS. | VITRIOL DE CHYPRE. | VITRIOL DE SALZBOURG. | VITRIOL MIXTE DE CHYPRE. |
|---|---|---|---|
| Lait de chaux. | Belle couleur bleu de ciel. | Couleur de rouille. | Couleur d'un blanc sale. |
| Ammoniaque en léger excès........ | Belle couleur bleu céleste, sans trouble. | Couleur de terre avec précipité abondant. | Couleur de terre avec précipité abondant. |
| Décoction de noix de galle | Couleur vert-olive avec précipité. | Couleur noire foncée. | Précipité noir terreux. |
| Prussiate de potasse....... | Précipité cramoisi foncé. | Précipité bleu gris. | Précipité chocolat clair. |

Les alliages du cuivre sont nombreux, et presque tous offrent d'immenses ressources aux arts.

En première ligne, il faut placer le *laiton* ou *cuivre jaune*, dont on se sert pour faire une foule d'ustensiles de ménage, la plupart des instruments de physique, les cordes des instruments de musique, les devantures de magasin, les roulettes de lits, les truelles des maçons, les épingles, les boutons, les faux bijoux, etc. C'est un alliage de cuivre et de zinc, en proportions souvent très-variées.

Dans le commerce, on connaît un grand nombre d'espèces de cuivre jaune, qui sont désignées par des noms particuliers. Le tableau suivant indique la composition des principaux alliages de cette classe :

| NOMS DES ALLIAGES. | DESTINATION. | CUIVRE. | ZINC. | PLOMB. | ÉTAIN. | ARSENIC. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Laiton de Romilly | Travail au marteau | 70,00 | 30,00 | » | » | » |
| — de Stohlberg | 1re qualité. — Ustensiles de ménage, chaudières | 65,80 | 31,80 | 2,20 | 0,20 | » |
| — de Jemmapes | Pour les tourneurs | 64,60 | 33,70 | 1,50 | 0,20 | » |
| | Pour la tréfilerie | 64,20 | 35,00 | 0,40 | 0,40 | » |
| — des doreurs | Bronzes dorés | 63,70 | 33,55 | 0,25 | 2,50 | » |
| — des armuriers | Garnitures d'armes | 80,00 | 17,00 | » | 3,00 | » |
| Chrysocale | Faux bijoux | 90,40 | 8,00 | 1,60 | » | » |
| | Id | 86 à 88 | 8 à 6 | » | 6,00 | » |
| Similor ou or de Manheim | Id | 80 à 88 | 20 à 12 | » | » | » |
| Pinchbeck anglais | Id | 83,33 | 16,67 | » | » | » |
| Tombac ou cuivre blanc * | Instruments de physique | 86 à 88 | 14 à 12 | » | » | » |
| | Boutons, etc | 97,00 | 2,00 | » | » | 1,00 |
| Tombac jaune | | 88,88 | 5,56 | » | 5,56 | » |
| — rouge | | 91,66 | 8,34 | » | » | » |
| Potin | | 31,15 | 65,19 | 0,52 | 3,14 | » |
| Bronze des frères Keller | Trois statues de Versailles (moyenne) | 91,40 | 5,53 | 1,37 | 1,70 | » |
| Alliage de Fenton | Coussinets de machines et de locomotives | 5,50 | 80,00 | » | 14,50 | » |
| — anglais | Couverts à argenter | 68,20 | 31,60 | 0,20 | » | » |
| | Lames ou *docteurs* des cylindres d'impression | 81.50 | 10,50 | » | 8,00 | » |
| Métal jaune ou métal de Muntz | Feuilles pour le doublage des navires | 60.00 | 40,00 | » | » | » |
| | Alliage préférable pour la durée | 66,00 | 34,00 | » | » | » |

* On doit la composition du *tombac* ou *demi-or*, plus malléable que le pinchbeck anglais, aux recherches de Jean-Henri Pott, chimiste allemand, né à Halberstadt en 1692 et mort à Berlin en 1777.

La couleur de tous ces alliages varie suivant les proportions relatives des deux métaux essentiels. Plus il y a de cuivre, plus leur couleur se rapproche de celle de l'or. Ils sont d'ailleurs très-malléables et ductiles à froid, cassants à chaud, plus fusibles que le cuivre rouge, et moins altérables que ce dernier par le contact de l'air.

Les *laitons*, proprement dits, renferment très-fréquemment de l'arsenic, non pas seulement parce qu'on fait usage d'un zinc arsénical, mais parce qu'on ajoute toujours aux deux métaux (cuivre et zinc) des débris de laiton ramassés de tous côtés, et dans lesquels se trouvent des fragments de l'alliage désigné sous le nom de *tombac*. C'est à M. Loir, professeur de chimie à la Faculté des sciences de Besançon, qu'on doit la connaissance de ce fait si important pour la solution de certaines questions de toxicologie relatives aux exhumations juridiques.

C'est avec les laitons qui imitent le mieux l'or qu'on fabrique, depuis longtemps, en France et en Angleterre, une foule d'objets : flambeaux, garnitures de lampes, et une infinité de meubles qui ont l'aspect de bronzes dorés. Après avoir bien décapé ces alliages, on les recouvre d'un vernis à la gomme laque, coloré en jaune d'or par la gomme-gutte, l'aloès ou le curcuma. La fraîcheur de cette fausse dorure se maintient encore assez longtemps.

La fabrication du *laiton* s'exécute principalement à Liége, à Namur, dans le pays de Nuremberg, et en France, à Laigle, à

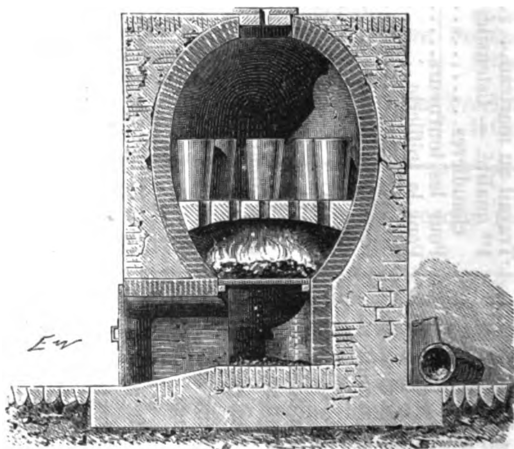


*Fig.* 313.

Imphy (Nièvre), à Rouen, à Romilly et à Niederbruck (Haut-Rhin). On opère maintenant presque partout, en fondant les deux métaux

dans de grands creusets en terre, et coulant l'alliage entre des tables de granite.

La figure ci-jointe représente le four ordinaire à laiton (*fig.* 313). Il est de forme ovoïde, avec ouverture centrale dans le haut pour le chargement des creusets. Ceux-ci, pouvant contenir de 15 à 20 kil. d'alliage, sont placés sur une sole en briques, percée d'ouvertures par lesquelles pénètre la flamme du combustible. La grille du foyer est au-dessous.

Depuis 1834, M. Guérin, directeur de l'usine d'Imphy, a remplacé les creusets par un four à réverbère, ce qui permet de faire cinq fois plus d'ouvrage avec une grande économie de combustible.

La moitié du laiton livré au commerce est employée à la confection du fil et des épingles. Celles-ci constituent une industrie très-importante, puisqu'on n'évalue pas à moins de 75 millions de francs par an la consommation de ses produits en Europe (1). Elle s'exerce surtout à Birmingham, en Angleterre, et en France, à Romilly, Rugles et Laigle, aux confins des départements de l'Eure et de l'Orne.

Rien assurément n'est plus commun qu'une épingle, et cependant chacun de ces petits bouts de laiton, dont nous nous servons à tout instant sans trop savoir d'où ils viennent et comment ils sont obtenus, n'exige pas moins de quatorze opérations distinctes. Mais tel est le prodigieux résultat de la division du travail, que douze milliers d'épingles sont confectionnés par quatorze ouvriers pour la modique somme de 4 francs, c'est-à-dire que chaque épingle ne revient pas à *quatre dix-millièmes de centime!* Un atelier complet produit par jour environ cent milliers d'épingles de tous numéros.

La seule opération chimique qu'elles subissent, c'est leur blanchiment ou étamage. On les recouvre d'une couche mince d'étain, afin de préserver le laiton du contact de l'air, qui pourrait produire à sa surface du vert-de-gris, et surtout pour éviter cette odeur désagréable que l'alliage communique aux mains. Le blanchiment s'opère de la manière suivante :

On décape d'abord les bouts de laiton en les faisant bouillir pendant une demi-heure environ dans de la lie de vin ou de bière, ou dans une dissolution de crème de tartre. On place alors une couche d'épingles dans une bassine à fond plat; on met par dessus une couche d'étain pur en grenailles, et ensuite une couche de crème de tartre; on remplit la bassine, en continuant ces couches superposées; on verse doucement de l'eau sur le tout, et on fait bouillir pendant une heure; au bout de ce temps les épingles sont parfaitement étamées.

Vous allez facilement comprendre comment ce résultat est obtenu. La crème de tartre est un sel acide, formé de potasse et d'acide tartrique.

(1) Les premières épingles furent faites en Angleterre en 1543. Quelle révolution industrielle s'est opérée depuis ! Les dames se servaient auparavant de bûchettes de bois, d'ivoire ou d'épine.

Sous son influence, l'étain décompose l'eau, s'oxyde à ses dépens, en mettant l'hydrogène en liberté; puis l'oxyde produit sature l'excès d'acide de la crème de tartre, et il se fait ainsi un tartrate double de potasse et de protoxyde d'étain. Le laiton, ou plutôt le zinc qu'il renferme, décompose alors ce sel d'étain; le zinc se dissout en réduisant l'oxyde d'étain, qui abandonne sur chaque morceau de laiton une couche très-mince et uniforme de son métal. C'est donc un nouvel exemple de ces précipitations métalliques dont je vous ai entretenus dans les généralités sur les métaux.

Un autre alliage, non moins utile que le précédent, est celui qui porte le nom de *bronze* ou d'*airain*. Il se compose essentiellement de cuivre et d'étain; mais presque toujours il renferme accessoirement plusieurs autres métaux, tels que zinc, fer et plomb. Il est beaucoup plus dur et plus fusible que le cuivre; mais les proportions de ses deux métaux essentiels varient suivant les usages auxquels on doit l'appliquer. Voici la composition des principales espèces de bronze du commerce.

| BRONZES. | CUIVRE. | ÉTAIN. | FER. | ZINC. | PLOMB. |
|---|---|---|---|---|---|
| Statues | 90,10 | 9,90 | » | » | » |
| Canons de gros calibre | 90,10 | 9,90 | » | » | » |
| — de petit calibre | 93,00 | 7,00 | » | » | » |
| Cloches | 78,00 | 22,00 | » | » | » |
| Cymbales et tamtams | 80,00 | 20,00 | » | » | » |
| Timbres de pendule | 71,00 | 27,00 | 2,00 | » | » |
| Miroirs de télescopes | 67,00 | 33,00 | » | » | » |
| Médailles | 95,00 | 5,00 | » | quelques millièmes. | quelques millièmes. |
| Monnaie de cuivre actuelle | 95,00 | 4,00 | » | 1,00 | » |
| Sous blancs de la République | 86,00 | 14,00 | traces. | traces. | » |
| Sous jaunes de la République | 96,00 | 4,00 | Id. | Id. | » |
| Monnerons sous Louis XVI. | 97 à 98 | 1,5 à 1 | » | 1,5 à 1 | » |
| Doublage des navires (moyenne) | 94,00 | 5,00 | traces. | » | 1,00 |

On croit généralement que les cloches anciennes renferment des métaux précieux et surtout de l'argent, qu'on ajoutait à l'alliage pour embellir le son. Pas un habitant de Rouen ne met en doute que la *cloche d'argent* du beffroi de la Grosse-Horloge n'en renferme une grande quantité, comme semble l'indiquer son nom. Elle n'en contient cependant pas une parcelle, ainsi que je m'en suis assuré. Voici, en effet, la com-

position des deux cloches de ce beffroi, fondues au douzième siècle par Jehan d'Amiens, ainsi que celle d'autres cloches anciennes :

| | CLOCHES DU BEFFROI DE ROUEN. | | ANCIENNE CLOCHE de GISORS. | CLOCHE ANGLAISE, d'après THOMSON. |
|---|---|---|---|---|
| | LA ROUVEL sonnant LE COUVRE-FEU. | LA CACHE-RIBAUT sonnant LES HEURES. | | |
| Cuivre... | 71,00 | 76,10 | 72,4 | 80,0 |
| Étain.... | 26,00 | 22,30 | 24,2 | 10,1 |
| Zinc..... | 1,80 | 1,60 | 1,0 | 5,6 |
| Fer..... | 1,20 | | traces. | » |
| Plomb... | » | traces. | 0,1 | 4,3 |

Il est pourtant bien constant que lors de la fonte de ces grands corps sonores, on introduisait dans le bain une assez forte proportion d'argent. Mais voici comment les fondeurs d'autrefois tiraient habilement parti de la crédulité de leurs contemporains.

Lors du baptême d'une cloche, les parrains et d'autres gens pieux, qui apportaient en offrande à la paroisse la quantité d'argent nécessaire pour

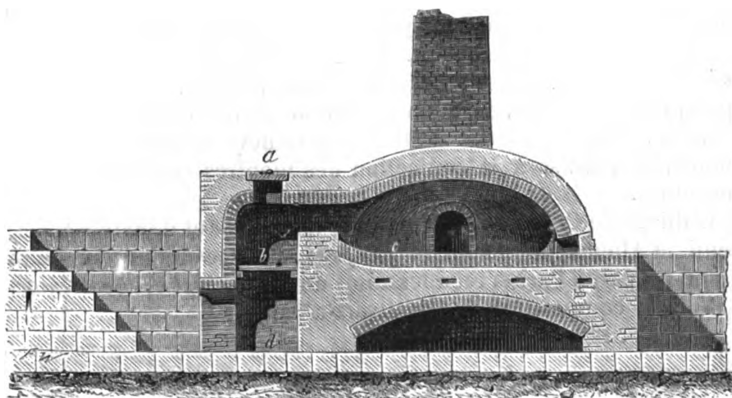



*Fig.* 314.

embellir le son de la cloche, étaient invités à plonger dans le four, et de leurs propres mains, le métal précieux qu'ils consacraient à cette opération. Mais le trou *a*, ouvert sur le haut du fourneau (*fig.* 314), et par lequel se faisait cette introduction, était pratiqué directement au-dessus

du foyer *b*, et par conséquent très-éloigné de la sole *c* du four sur laquelle les matières étaient mises en fusion. Il résultait de là que la totalité de l'argent, au lieu d'être introduite dans le bain de bronze liquéfié, tombait immédiatement dans le foyer, coulait et allait se rassembler dans le cendrier *d*, d'où les adroits fondeurs s'empressaient de le retirer, une fois la cérémonie terminée et l'atelier désert.

Les *tam-tams* et les cymbales, inventés par les Chinois, sont maintenant fabriqués en Europe, depuis que d'Arcet a découvert le secret de leur préparation. L'alliage, qui sert à les faire, est aussi fragile que du verre lorsqu'il vient d'être coulé. On le rend malléable et susceptible d'être travaillé au marteau, en le chauffant au rouge-cerise et en le plongeant ensuite dans de l'eau froide. Cette *trempe*, loin de le durcir, ainsi que cela arrive pour l'acier, lui donne la mollesse et la ductilité convenables. Les Indiens et les Chinois connaissent depuis longtemps ce singulier phénomène ; et il est très-probable que les Grecs et les Romains soumettaient à la trempe l'airain ou le bronze avec lequel ils confectionnaient leurs outils et les instruments tranchants.

L'usine d'Imphy (Nièvre) livre au commerce, depuis 1832, du bronze laminé qui sert, à la place du cuivre rouge, pour le doublage des navires et pour les planches à graver.

On fabrique en Chine, en Allemagne, et maintenant en France, depuis 1819, un alliage de cuivre, de nickel et de zinc, qui imite assez bien l'argent de vaisselle, dont il a la blancheur, l'éclat, la dureté et presque l'inaltérabilité à l'air. Il est très-sonore; on l'emploie à faire une foule d'ustensiles de ménage : théières, gobelets, couverts, garnitures de couteaux, mouchettes, éperons, etc. Il est particulièrement propre à la sellerie, qui le substitue au fer très-avantageusement. Dans les manufactures de Saint-Étienne on en garnit les bois de fusil et de pistolet. Il jouit, depuis quelques années, d'une certaine faveur pour la fabrication des couverts et des services de table. A Genève et à la Chaux-de-Fonds, on l'utilise à la confection des montres destinées à l'exportation.

L'alliage de Chine porte le nom de *toutenague* et de *cuivre blanc;* celui d'Allemagne s'appelle *Pakfung* et *argentan;* enfin celui qu'on prépare à Paris a reçu les noms de *maillechort* et de *melchior*.

Voici la composition de ces divers alliages :

TABLEAU :

COMPOSITION DES DIVERS ALLIAGES DE CUIVRE ET DE NICKEL.

| ALLIAGES. | CUIVRE. | NICKEL. | ZINC. | ÉTAIN. | FER. | PLOMB. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Pakfung chinois ou toutenague (*) | 55,00 | 23,00 | 17,00 | 2,00 | 3,00 | » |
| — autre | 43,80 | 15,60 | 40,60 | » | » | » |
| Cuivre blanc des Chinois | 40,40 | 31,60 | 25,40 | » | 2,60 | » |
| Maillechort français le plus pur | 50,00 | 18,75 | 31,25 | » | » | » |
| Pakfung parisien | 62,00 | 15,00 | 23,00 | » | » | » |
| — autre | 65,00 | 16,80 | 13,00 | 0,20 | 3,40 | » |
| Pakfung allemand pour couverts | 50,00 | 25,00 | 25,00 | » | » | » |
| — pour garniture de couteaux | 55,00 | 22,00 | 23,00 | » | » | » |
| — pour laminer | 60,00 | 20,00 | 20,00 | » | » | » |
| — pour sellerie, éperons, etc. | 57,00 | 20,00 | 20,00 | » | » | 3 |

(*) En Chine, le *toutenague* est un objet de commerce important avec les Indiens, qui l'allient au cuivre pour faire des ustensiles de ménage. Il est probable que c'est de ce même alliage que se servent les Malais pour fabriquer leurs belles lames d'acier damassées, dont la veine blanche et brillante est composée de nickel et de cuivre, le zinc s'étant volatilisé pendant les chauffes. Suivant M. Lander, le *cuivre blanc*, beaucoup plus riche en nickel que le *toutenague*, est employé exclusivement par les Chinois; l'exportation en est interdite.

En raison de la forte proportion de cuivre que ces alliages renferment, les vases qu'ils servent à fabriquer exigent de grands soins de propreté et d'attention, car ils peuvent communiquer des propriétés vénéneuses aux liquides acides et aux substances grasses qu'on y laisserait séjourner. D'après M. Liebig,

| | |
|---|---|
| L'insalubrité de l'argent de vaisselle étant représentée par | 0 1/2 |
| Celle du maillechort le sera par........................ | 1 |
| Celle du cuivre par................................. | 7 |
| Celle du laiton par................ ................ | 8 |

Le maillechort français est vendu 7 francs le kil. Un couvert uni en cet alliage ne coûte que 6 francs 50.

Les objets en maillechort, frottés de temps en temps avec de la sanguine, conservent leur couleur blanche et leur éclat. On met le maillechort *en couleur*, en le trempant dans un mélange de 100 p. d'eau et de 14 p. d'acide sulfurique.

Le maillechort prend très-bien la dorure, et ce *vermeil* est beaucoup moins coûteux et plus solide que le vermeil d'argent. On trouve maintenant dans le commerce de l'orfévrerie un grand nombre d'objets, couverts, garnitures de couteaux, etc., qui sont en maillechort vermeillé par la méthode électro-chimique. On l'argente aussi très-bien, et, maintenant, en Allemagne, on confectionne les couverts, les ustensiles de cuisine, les objets de table et de luxe avec du maillechort recouvert d'une couche épaisse d'argent pur qui le rend complétement inattaquable. Ce maillechort argenté est ce qu'on appelle *Chinasilber* ou *argent chinois*, *Neusilber*, *Perusilber*.

Comme le maillechort peut être facilement confondu avec l'argent au deuxième titre (c'est-à-dire contenant 200 de cuivre et 800 d'argent), il est nécessaire de vous indiquer la manière d'en faire la distinction.

Vous mettrez sur la pièce suspecte une goutte d'acide azotique; si c'est du maillechort, l'action se manifestera vivement par un bouillonnement coloré en vert; si, au contraire, c'est de l'argent, la dissolution aura lieu plus lentement, et l'endroit présentera une tache noire. Pour lever tous les doutes, ajoutez une goutte d'eau salée quand l'action de l'acide aura cessé; si la pièce est d'argent, il se fera un trouble blanc très-manifeste ; si c'est du maillechort, la couleur verte persistera avec une légère altération, et il n'apparaîtra aucun trouble blanc.

M. Sonnois, fabricant à Paris, confectionne une foule d'objets, avec un alliage qu'il appelle *argent anglais*, remarquable par sa blancheur et sa ductilité. Ce n'est autre chose qu'une sorte de maillechort, qu'il vend 14 francs le kilog. en lingots, et 15 francs en fils, plaques ou baguettes.

Un autre fabricant de Paris, M. Moussier, fabrique des objets avec un alliage qu'il appelle *métal anglais* et qui paraît être le *métal britannia* et le *mock argent* des Anglais. Cet alliage se compose d'étain, de cuivre, de zinc, d'antimoine, de nickel, de bismuth et de tungstène.

Le *clinquant* est une lame de cuivre doré ou argenté, amincie par le laminoir. L'*oripeau* est tout simplement du cuivre réduit en feuilles minces par le même moyen. L'un et l'autre sont souvent colorés et protégés par un vernis transparent. Le premier sert à augmenter le brillant et l'éclat des galons, des rubans et des broderies; le second est appliqué sur les cartonnages et une foule de petits ouvrages d'agrément. C'est l'argent et l'or des théâtres.

Les poudres métalliques, connues sous le nom de *bronzes de couleur*, servent dans la peinture à l'huile pour donner aux surfaces un ton doré agréable, dans l'art du relieur, dans la fabrication des toiles cirées et des papiers peints, comme aussi pour *bronzer* le plâtre, le bois, les objets en fer et en zinc. On les prépare très en grand à Paris, à Londres, mais surtout en Allemagne, notamment à Fürth et à Nuremberg. On se sert, pour cela, des rognures ou *épissures* de cuivre, de bronze et surtout de laiton, laminés très-fin, qu'on chauffe à des degrés divers pour leur donner des couleurs spéciales. Ces rognures sont broyées sous des meules avec une certaine quantité de mélasse ou de miel. On lave ensuite la pâte avec de l'eau chaude, on jette sur des filtres et on fait sécher. Suivant la nuance des poudres obtenues, on les désigne sous les noms de *bronze florentin ou cramoisi, bronze doré rouge, bronze doré pâle, bronze blanc, bronze vert.* On les délivre par paquets de 30 grammes.

Ce qu'on appelle l'*or d'Allemagne en coquilles*, et qu'on emploie pour le coloriage des estampes très-communes, est encore du laiton, du clinquant ou de l'oripeau broyés, délayés dans de l'eau de gomme et étendus dans des coquilles, comme on le pratique pour l'or véritable et pour l'argent.

## Du Plomb.

Le Plomb est, ainsi que l'étain, une des substances métalliques que les hommes ont d'abord employées. Cela s'explique par l'abondance de ses minerais et la facilité avec laquelle on peut en extraire le métal. Les alchimistes le décorèrent du nom de *Saturne*, soit parce qu'ils le regardaient comme le plus ancien des métaux, soit parce qu'ils lui attribuaient la propriété d'absorber et de détruire en apparence tous les autres métaux, comme la Fable disait que Saturne, le père des dieux, avait mangé ses enfants.

Les usages du plomb sont très-multipliés et assez généralement connus. Vous savez tous, Messieurs, que réduit en lames d'environ 4 millimètres 1/2 d'épaisseur, on l'emploie à couvrir les édifices ; qu'on en fait des tuyaux de conduite, des gouttières, des réservoirs, des chaudières, des chambres dans lesquelles on fabrique l'acide sulfurique ; qu'on le moule en balles de différents calibres, et qu'on le convertit en grains plus ou moins fins pour l'usage de la chasse. Il remplace avec avantage le soufre pour le scellage du fer dans la pierre. L'exploitation des mines d'or et d'argent en réclame de grandes quantités. Enfin, presque tous ses composés jouent un rôle important dans les arts et la médecine.

L'existence du plomb natif est encore fort douteuse. C'est surtout à l'état de sulfure, de carbonate, de phosphate, d'arséniate et de sulfate qu'il est abondant dans les terrains anciens, notamment en Angleterre, en Saxe, au Hartz, en Prusse, en Autriche, en Carinthie, en Savoie, en Espagne. La France est riche en minerais de plomb, mais, en 1852, il n'y avait que douze mines exploitées dans les départements des Hautes-Alpes, du Finistère, du Gard, de la Haute-Garonne, d'Ille-et-Vilaine, de l'Isère, de la Loire, de la Haute-Loire, de la Lozère et du Puy-de-Dôme. Les mines et exploitations les plus considérables sont celles de Poullaouen et de Huelgoat (Finistère), de Pontgibaud (Puy-de-Dôme) et de Vialas et Villefort (Lozère).

Le sulfure de plomb ou *galène* fournit à lui seul plus des 999 millièmes du plomb livré au commerce. Il est reconnaissable à sa couleur grise, son éclat métallique, sa friabilité et sa cristallisation en cubes. Il contient toujours de l'argent, surtout lorsqu'il est en toutes petites lames ; aussi, dans ce cas, est-il traité comme mine d'argent. Les potiers s'en servent sous le nom d'*alquifoux*, pour vernir leurs poteries grossières (1). Ils le répandent à la surface des vases déjà cuits, et les reportent ensuite au four. Le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux ; le plomb s'oxyde, pénètre dans la terre, s'y combine et s'y vitrifie. Mais ce vernis est très-tendre et a le grave inconvénient d'être facilement attaquable par les graisses et les acides, ce qui le rend fort malsain.

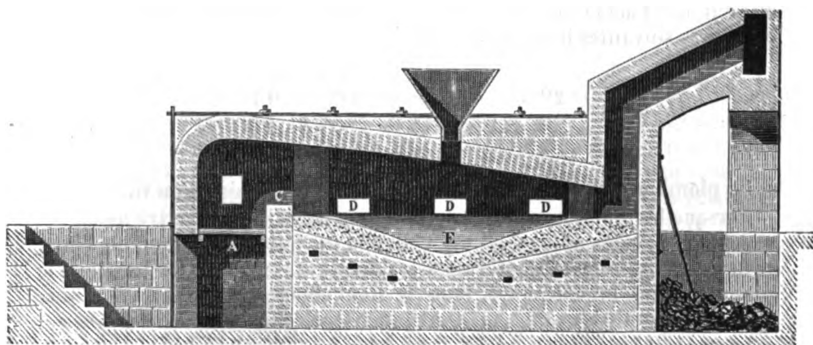
L'extraction du plomb est assez simple. Les procédés varient avec la richesse en plomb du minerai et la nature des gangues qui l'accompagnent. Dans tous les cas, on commence toujours par trier le minerai, par le bocarder et le laver avec plus ou moins de soins, afin d'en séparer le plus de matière terreuse possible.

1° Lorsque la galène est assez impure, on la réduit par le charbon, après, toutefois, l'avoir grillée au contact de l'air, pour transformer la plus grande partie du soufre en gaz acide sulfureux. Le résidu de ce grillage

(1) La découverte des procédés pour vernir au plomb est due, suivant certains historiens, à un potier de Schelestadt, qui l'aurait faite en 1283. Mais ce mode de vernissage est bien plus ancien ; il était déjà connu du temps de Salomon. (Prov. chap. XXVI, 23.)

consiste en oxyde et sulfate de plomb, qu'on chauffe fortement avec du charbon dans un fourneau à manche. L'oxyde est bientôt réduit et donne du plomb métallique qui coule dans un bassin de réception, mais le sulfate, repassant à l'état de sulfure, produit des mattes qu'il faut griller et refondre de nouveau.

2° Les galènes très-siliceuses sont traitées directement, dans un fourneau à réverbère, par de vieille ferraille ou de la fonte granulée. Par suite d'une affinité supérieure, le fer enlève le soufre au plomb, d'où résultent du plomb métallique et du sulfure de fer très-fluide, qui se rendent dans un premier bassin de réception. Le plomb occupe la partie inférieure, et pour l'isoler du sulfure de fer qui le surnage, on le décante dans un second bassin.



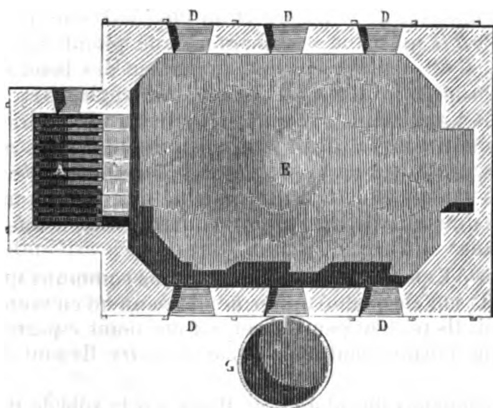
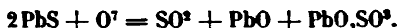




*Fig.* 315.

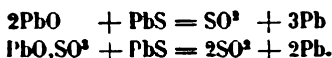
3° Une troisième méthode, dite *méthode par réaction,* est appliquée aux galènes riches et peu siliceuses ; c'est celle que l'on suit dans le Derby-

shire et le Northumberland en Angleterre, en Carinthie et dans les usines de la Bretagne. Elle repose sur une série de réactions curieuses. On commence par griller à la chaleur du rouge-sombre la galène pulvérisée, étendue en couches minces sur la sole E d'un four à réverbère (*fig.* 315); il se dégage de l'acide sulfureux, et il se forme beaucoup d'oxyde et de sulfate de plomb :



$$2PbS + O^7 = SO^2 + PbO + PbO,SO^3.$$

Après quelques heures, on ferme toutes les ouvertures D, D, D et on donne un bon coup de feu. L'oxyde et le sulfate de plomb, en réagissant sur le sulfure non altéré, qui est encore en grande quantité dans la masse, produisent de l'acide sulfureux et du plomb métallique, ainsi que les équations suivantes le démontrent :



$$2PbO + PbS = SO^2 + 3Pb$$
$$PbO,SO^3 + PbS = 2SO^2 + 2Pb.$$

Le plomb métallique est reçu dans un bassin de réception G.

Lorsque les minerais ne sont point argentifères, ce qui arrive assez rarement, le plomb obtenu est immédiatement livré au commerce. Mais, pour peu que ce métal renferme assez d'argent pour couvrir les frais de manutention, on l'exploite, sous le nom de *Plomb d'œuvre*, à l'aide d'un procédé dit *coupellation*, dont je parlerai dans un instant.

La quantité de plomb extraite annuellement dans les diverses parties du globe s'élevait, en 1851, d'après M. Whitney, à 1,351,280 quintaux, ayant une valeur de 78,769,250 francs. Les usines des Bouches-du-Rhône, du Finistère, de la Lozère et du Puy-de-Dôme n'ont fourni, en 1852, que 29,271 quintaux de litharge et de plomb valant ensemble 1,260,505 fr. C'est à peine le vingt-cinquième des besoins annuels de la France. On importe le reste d'Espagne et d'Angleterre.

Les plombs d'Angleterre arrivent en saumons de différentes formes, du poids d'environ 60 kil. Ils sont frappés de différentes marques. Les plus purs, faciles à laminer, sont expédiés comme *plombs raffinés*. Les plombs de deuxième et de troisième qualité sont plus ou moins sonores et alliés à des métaux étrangers, cuivre, antimoine, arsenic, zinc, avec traces de soufre et d'argent.

Les plombs d'Espagne sont, en général, plus communs que les précédents, mais ils sont de qualité uniforme. Ils viennent en saumons allongés de 70 à 80 kil. Ils portent pour la plupart des noms espagnols; ceux qui ont la marque *Linarès*, sont appelés *plombs noirs*; ils sont de qualité inférieure.

Il vient quelquefois des plombs du Hartz, par la voie de Hambourg, en blocs d'environ 90 kil.; ils sont égaux en qualité aux meilleurs plombs anglais. D'autres plombs d'Allemagne, plus ou moins sonores et impurs, arrivent par Trieste.

Les plombs de Poullaouen (Finistère) sont en saumons carrés, allongés et plats, du poids de 50 kil. et marqués de la lettre P. Ils sont

doux, liants et flexibles. Les usines de Pontgibaud (Puy-de-Dôme) fournissent aussi du plomb estimé.

Ce métal est si commun, qu'il n'est personne qui ne connaisse ses principales propriétés physiques. Récemment fondu, il est d'un blanc bleuâtre et possède un assez vif éclat ; mais habituellement il est terne et grisâtre, par suite de l'action de l'air. Il tache les doigts en leur communiquant une odeur sensible. Il est si mou que l'ongle le raie sans peine, que les ciseaux l'entament, et qu'on peut le ployer plusieurs fois en sens inverse sans le briser. Il n'a aucune sonorité, peu de ductilité ; mais, en revanche, il est doué d'une grande malléabilité. C'est là ce qui le rend si utile comme couverture.

Le laminage du plomb, ou l'art de le convertir en tables ou en feuilles, remonte à la plus haute antiquité. La cuirasse et le bouclier d'Agamemnon étaient ornés de bandes de plomb. Pausanias fait mention des livres d'Hésiode, écrits sur des lames de ce métal. Dion Cassius nous apprend que le consul romain Hirtius, assiégé dans Modène, fit tenir des avis écrits sur des lames de plomb à Décimus Brutus, qui lui répondit par le même moyen ; Job faisait des vœux pour que ses discours fussent gravés sur le plomb ; et, si l'on en croit Pline, les actes publics furent consignés dans des volumes composés de feuillets du même métal. On a trouvé, dans la province d'York, en Angleterre, des lames de plomb sur lesquelles était gravée une inscription du règne de Domitien.

Tous ces faits prouvent bien que les anciens avaient su, de bonne heure, réduire le plomb en feuilles, et en tirer parti, soit pour écrire dessus, soit pour recouvrir leurs monuments.

On commença d'abord, probablement, à couler le plomb en feuilles sur des tables recouvertes de sable ; mais comme par ce procédé on ne pouvait obtenir des lames minces et unies, on substitua au sable une étoffe de laine, et ensuite du coutil croisé enduit de suif ; ce n'est même qu'en 1787 qu'on a cessé de faire usage de ce moyen, quoique le gouvernement eût autorisé l'emploi des laminoirs pour le plomb, par arrêt du 19 janvier 1730.

Lorsqu'on fait usage du laminoir, on coule d'abord le plomb en tables de 7 à 8 centimètres d'épaisseur. Ce procédé n'a reçu d'autres perfectionnements que ceux apportés dans le mécanisme de cette machine.

Le plomb coulé, qui était d'abord assez défectueux, a reçu, dans ces derniers temps, un degré de perfection très-remarquable ; en effet, on est parvenu à couler sur le sable des lames aussi unies et aussi égales d'épaisseur que si on les eût passées au laminoir ; mais comme on ne peut, par ce moyen, obtenir des feuilles d'une épaisseur moindre de 2 millimètres, on a remplacé le coutil et le sable par des tables en pierre tendre, d'un grain uni et homogène. On coule ainsi des feuilles extrêmement minces pour presque tous les usages.

C'est avec des feuilles de plomb aussi peu épaisses que celles dont on se sert pour doubler les boîtes à thé, qu'en Angleterre on préserve les ap-

partements de l'humidité qui pénètre par les murs. On fixe ces feuilles avec de petits clous de cuivre, et on colle ensuite le papier de tenture immédiatement sur le plomb. Ces feuilles métalliques, qui ne pèsent que 250 et même 125$^{gr}$ au décimètre carré, ne sont aucunement perméables à l'eau.

On est parvenu à étirer le plomb en fils assez fins. M. Poulet, de Paris, fabrique, depuis 1843, des fils de tous numéros qui sont recherchés par un assez grand nombre d'industries. Les jardiniers et les horticulteurs, les fabricants de pianos, les galvanoplastes, les filateurs à la Jacquard, les chirurgiens, etc., en ont adopté l'usage.

Dans les arsenaux d'Angleterre, on fabrique des balles de fusil par compression au moyen d'un appareil qui étire le plomb en cylindres; une machine portant des cavités sphériques saisit ces cylindres, et moule ainsi les balles. Les bavures sont enlevées à l'aide d'un emporte-pièce, et l'opération s'achève en jetant les balles dans un tonneau qu'on fait tourner, et où elles prennent la forme sphérique par leur frottement les unes contre les autres. Par ce procédé nouveau, on évite les soufflures produites en coulant les balles dans un moule.

Pour pouvoir granuler le plomb, il faut de toute nécessité lui associer quelques millièmes d'arsenic, car seul il ne prend jamais la forme sphérique. Lorsque le métal est en fusion, à une température aussi basse que possible, on y ajoute, soit un peu de sulfure d'arsenic, soit un alliage de plomb et d'arsenic ; on enlève la crasse de la surface du bain, et on le verse dans une *passoire*, demi-sphère en tôle percée de trous parfaitement ronds, entourée de charbons pour empêcher le plomb de s'y figer. Cette passoire est placée à la partie supérieure d'une tour, de 60 à 70 mètres de haut, au bas de laquelle se trouve une cuve à demi pleine d'eau destinée à recevoir les granules métalliques. L'intérieur de la passoire est rempli de crasses formées pendant la fusion ; cette matière poreuse a pour effet de diviser le plomb et de l'empêcher de passer trop vite à travers les trous : la hauteur de la chute varie avec la grosseur des grains; pour les plus gros, il faut 50 mètres. —Les grains que l'on obtient dans une même passoire ne sont pas toujours égaux ; on les classe au moyen de cribles de différentes grosseurs ; on sépare ensuite les grains qui ne sont pas réguliers, puis on termine par le vernissage, en faisant tourner les grains triés, avec un peu de plombagine, dans un tonneau traversé par un axe en fer.

Dans le monde, on a l'habitude de prendre le plomb comme type de la lourdeur, et, quand on veut parler d'un objet très-pesant, on dit ordinairement : *lourd comme plomb*. Cependant, parmi les métaux, il n'arrive qu'en septième ordre sous le rapport de la densité ; car le platine, l'or, l'iridium, le tungstène, le mercure et le palladium, sont plus lourds que lui. Bien des personnes n'entendront pas dire, sans surprise, que l'or, à volume égal, pèse environ 2/5 de plus que le plomb.

L'oxydation de ce métal dans l'air humide est très-prompte, mais superficielle ; il perd son éclat métallique, et sa surface devient d'un gris mat ; c'est un sous-oxyde qui se forme, Toutefois, le plomb est inaltérable dans l'air privé d'acide carbonique.

Sous l'eau non aérée, il garde son éclat ; il en est de même sous l'eau qui contient des matières organiques ou des sels en dissolution. Mais dans l'eau aérée et pure, il s'oxyde rapidement et se change en hydrate et en carbonate de plomb, dont une partie se dissout à la faveur d'un excès d'acide carbonique. Barruel et Mérat ont retiré 62 grammes d'hydrate et de carbonate de plomb très-bien cristallisés de 6 voies d'eau laissées pendant deux mois dans une cuve doublée en plomb. Le professeur Christison, d'Édimbourg, a également constaté que de l'eau de source très-pure qui circule dans des conduits en plomb, se charge d'une proportion de carbonate de plomb assez grande pour incommoder les personnes qui en boivent. C'est du carbonate de plomb hydraté qui apparaît en croûte blanche sur les parois des bassins et des réservoirs en plomb qui contiennent de l'eau, précisément au contact du liquide, et non au-dessus. La conséquence à tirer de ces faits, c'est qu'il faut éviter d'appliquer aux usages économiques l'eau qui a séjourné dans des vases en plomb. On a de très-nombreux exemples d'accidents graves occasionnés par l'emploi de pareille eau.

Chauffé au contact de l'air, le plomb, liquéfié à une température peu élevée (322° centigrades), se recouvre bientôt d'une pellicule irisée qui passe au jaune. C'est un protoxyde, appelé vulgairement *massicot*, et scientifiquement *protoxyde de plomb* ou OXYDE PLOMBIQUE, PbO. Cet oxyde est très-fusible ; lorsqu'on le chauffe dans un creuset de terre, il le perce en s'unissant à la silice et à l'alumine de ses parois, et il forme à la surface de celles-ci un enduit vitreux très-éclatant.

C'est le seul des oxydes de plomb qui puisse s'unir aux acides. Il se combine aussi avec les alcalis, qui le rendent soluble dans l'eau. C'est un des oxydes le plus facilement réductibles par l'hydrogène et le charbon ; aussi, chauffé légèrement avec des matières végétales, il se revivifie très-promptement. Voici une carte recouverte d'un peu d'oxyde de plomb ; je la brûle, et bientôt vous allez voir sur les bords du carton non incinéré de petits globules très-brillants de plomb métallique.

Le massicot n'a d'autre emploi que de servir à la préparation du *minium* ou oxyde rouge de plomb, improprement nommé *deutoxyde*. Voici en quoi consiste cette fabrication, dont l'Angleterre a eu pendant longtemps le monopole.

Le point important, c'est d'opérer sur le plomb le plus pur possible. On le grille sur la sole d'un four à réverbère, à une tempé-

rature insuffisante pour fondre le massicot qui se produit. On favorise l'oxydation en agitant continuellement le métal fondu au moyen d'un long râteau en fer.

La masse oxydée est broyée entre deux meules, avec le concours de l'eau, passée à travers un tamis métallique très-serré, pour isoler les parties de plomb qui ont échappé à l'oxydation, puis délayée sous un courant d'eau qui emporte l'oxyde et va le déposer dans des caisses. Les parties métalliques plus pesantes se déposent les premières, et donnent un produit connu sous le nom de *son*, qu'on soumet plus tard à un nouveau grillage. Les caisses de la laverie reçoivent des dépôts de massicot d'autant plus ténus qu'elles sont plus éloignées du moulin. On recueille ces produits séparément, et les plus fins sont convertis en minium, la ténuité des poudres facilitant singulièrement l'opération.

On en remplit des cuvettes de tôle ou de fer battu, peu profondes, d'une capacité de 7 à 8 kil. environ, et on les place pendant la nuit dans le four à réverbère qui a servi à la préparation du massicot lui-même, afin de mettre sa chaleur à profit.

Voici ce qui arrive dans ce cas : une partie du massicot enlève à l'air de l'oxygène et se change en bioxyde, $PbO^2$, de couleur puce. Celui-ci s'unit intimement au restant du massicot non suroxydé, et il en résulte alors un oxyde intermédiaire. C'est là le *minium*, qui a une couleur rouge magnifique.

En Angleterre, on étend le massicot sur la sole du four au lieu de le mettre dans des caisses. Le lendemain il est rouge jaunâtre.

Une seule chauffe ne suffit pas pour avoir le minium de la plus belle nuance. On soumet donc le même produit plusieurs fois au feu ; on a ainsi des poudres de diverses teintes et d'autant plus riches en minium qu'elles ont été calcinées un plus grand nombre de fois ; on les distingue par les noms de *minium à un, à deux, à trois, à cinq, à huit feux*.

Voici, d'après M. Dumas, la composition ordinaire des miniums du commerce, sur 100 parties en poids :

| | MINIUM RÉEL. | MASSICOT en simple mélange. |
|---|---|---|
| Minium à 1 feu.......... | 50,0 | 50,0 |
| — à 2 feux......... | 52,1 | 47,9 |
| — à 3 feux......... | 58,1 | 41,9 |
| — à 4 feux......... | 64,1 | 35,9 |
| — à 5 feux......... | 66,2 | 33,8 |
| — à 8 feux......... | 74,8 | 25,2 |

Le minium anglais est d'un rouge plus vif que le minium français. Le premier se trouve, dans le commerce, en barils de 300

à 350 kil.; le second, dans des barils de bois de chêne de 400 à 450 kil.

Le minium tout à fait pur contient sur 100 parties en poids :

| | |
|---|---|
| Protoxyde de plomb............... | 65,1 |
| Bi-oxyde ou suroxyde de plomb..... | 34,9 |
| | 100,0 |

Ce qui prouve bien que le minium est un composé de ces deux oxydes, c'est qu'en le mettant en contact avec de l'acide azotique faible, il se produit constamment un sel de protoxyde de plomb, tandis qu'il reste une poudre de couleur puce, qui n'est autre chose que du bi-oxyde ou suroxyde de plomb.

Comme ce dernier a tous les caractères d'un acide, on le désigne actuellement sous le nom d'*acide plombique*. D'après cela, le minium peut être considéré comme un *plombate de protoxyde de plomb*, dont la composition la plus habituelle, indiquée plus haut, peut être représentée par cette formule : $PbO^2,2PbO$.

Le minium est employé, en raison de sa belle couleur, pour colorer les papiers de tenture, les cires molles et les cires à cacheter, mais rarement comme couleur à l'eau et à l'huile. Son plus grand usage est de servir à la fabrication du strass, du flint-glass et du cristal, verres auxquels il donne une grande pesanteur, beaucoup de fusibilité, une puissance réfractive considérable, une limpidité parfaite et la faculté de pouvoir être taillés plus aisément. Pour cette dernière application, on recherche le minium le plus pur, celui qui est exempt d'oxyde de cuivre, attendu que celui-ci donne une teinte verdâtre au cristal.

On l'emploie aussi en quantités considérables pour former le vernis des poteries communes, et, en mélange avec l'acide stannique, l'émail des faïences proprement dites. Enfin il sert à faire, avec l'huile et la céruse, un mastic rouge qui est généralement adopté pour luter les joints d'assemblage des pompes, des chaudières et machines à vapeur, etc. Mais l'usage de ce mastic présente des dangers pour les ouvriers qui l'appliquent; il donne souvent lieu à des indispositions, à des coliques saturnines.

M. Serbat, habile chimiste et manufacturier à Saint-Saulve (Nord), a mis dans le commerce, depuis quelques années, un nouveau mastic qui remplit toutes les conditions du premier, sans offrir les mêmes inconvénients au point de vue de l'hygiène publique. Il est donc très-utile de répandre le plus possible, parmi les industriels, la connaissance du mastic-Serbat.

Ce mastic est un mélange bien corroyé de 72 parties de sulfate de plomb calciné et broyé, 24 parties de peroxyde de manganèse, 13 parties d'huile de lin. Ce mélange, après sa préparation, est

mou et se conserve ainsi indéfiniment; pour s'en servir, on n'a besoin que de malaxer la pâte entre les mains, sans qu'il soit nécessaire d'y ajouter de l'huile ; cette pâte se moule parfaitement, ne coule pas par la chaleur, s'y durcit au contraire, et acquiert une très-grande solidité, de sorte que les jointures recouvertes de ce mastic sont mieux lutées que celles recouvertes de mastic au minium ; de plus, cet enduit se conserve plus longtemps sans altération. Un de ses avantages, c'est de se durcir immédiatement au contact d'une haute température, dureté que l'on obtient en passant sur le joint un fer rouge; aussi, lorsqu'une fuite se déclare dans un joint, on l'étanche de suite en l'emplissant de mastic, que l'on fait durcir au moyen d'un fer chaud.

Le mastic-Serbat se vend de 60 à 70 fr. les 100 kilogrammes. C'est maintenant un produit commercial fort estimé ; il y en a une fabrique en Belgique.

Il est un autre produit non moins commun que le minium dans le commerce, c'est celui qu'on appelle *litharge*. Ce n'est autre chose que du massicot cristallisé en petites lames hexaèdres. Ce protoxyde demi-vitreux provient de la coupellation du *plomb d'œuvre* ou plomb argentifère.

C'est ici le lieu de vous parler de cette opération. On la pratique dans un fourneau à réverbère d'une forme spéciale (*fig.* 316).

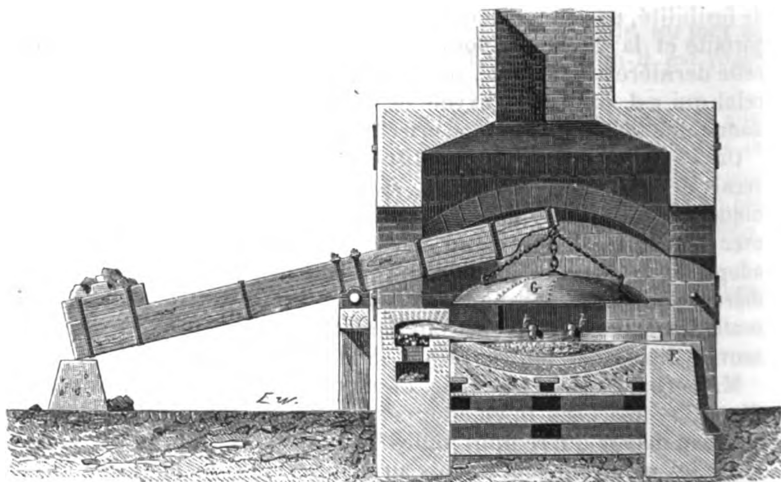



*Fig.* 316.

**Ce fourneau est composé de deux parties principales : la base ou laboratoire concave, construit avec un mélange d'argile et de calcaire, et le dôme ou réverbère G, sorte de couvercle en tôle recouverte d'argile, qu'une grue met en mou-**

vement. Lorsque ces deux pièces sont ajustées, la partie vide qu'elles laissent entre elles est de forme lenticulaire, de telle sorte que la base offre l'aspect d'une coupe, et le dôme une voûte très-surbaissée. Ce dôme s'appuie sur le massif de maçonnerie F. Sur un des points de la circonférence de la coupe est située une ouverture pour l'issue de la litharge. On voit en *t t*, à la partie diamétralement opposée, les tuyères de deux énormes soufflets, par lesquelles s'échappe le vent qui est dirigé sur la surface du bain. Au-dessous de la coupelle se trouvent des canaux pour le dégagement de l'humidité. La flamme qui arrive du foyer, situé sur l'un des côtés du laboratoire, est ensuite réverbérée par le dôme sur la coupelle, et elle prend issue par une cheminée qui est située au-dessus du canal d'écoulement de l'oxyde de plomb.

La coupe du laboratoire est recouverte d'une couche assez épaisse et bien battue de cendres lessivées; c'est ce qu'on nomme *former la coupelle*. On garnit cette coupelle d'un lit de foin sur lequel on dispose symétriquement et avec précaution les saumons de plomb d'œuvre. On abaisse le chapiteau et l'on chauffe. Le plomb entre aussitôt en fusion; et quand la température est assez élevée, on met les soufflets en jeu, afin de faciliter l'oxydation du métal. Ce n'est guère qu'après quinze à seize heures de feu que l'oxyde de plomb paraît, et qu'il est repoussé par le vent des soufflets vers le canal d'écoulement; on le fait sortir ensuite à l'aide de ringards. Le massicot liquide, reçu dans un bassin particulier ou sur le sol de l'atelier, s'y solidifie peu à peu, et cristallise en petites lames ou paillettes hexaèdres d'une couleur rougeâtre. C'est là la *litharge*. Au bout de quarante heures environ, l'opération touche à sa fin, et l'on en est averti par une espèce d'éclair de lumière ou de fulguration qui se manifeste instantanément sur le bain. Cet effet est dû à la disparition subite d'une dernière pellicule d'oxyde qui recouvrait l'argent. A cette époque, le culot métallique, d'aplati qu'il était, devient sphérique. On introduit alors de l'eau dans la coupelle, afin de refroidir la masse d'argent et de pouvoir l'enlever immédiatement (1).

La litharge (dont le nom, tiré de deux mots grecs, veut dire *pierre d'argent* et rappelle ainsi l'origine), a une couleur jaune rougeâtre, quand elle s'est refroidie brusquement, et une belle teinte rouge quand son refroidissement a été lent. Avec le temps, sa nuance s'affaiblit, parce que la surface de ses lames se recouvre d'hydrate et de carbonate de plomb blancs, dus à l'action de l'air.

Dans le commerce, il y a plusieurs sortes de litharge, qu'on distingue par les lieux de provenance. En voici les caractères:

I. *Litharge d'Angleterre*. — Petites lames demi-vitreuses, très-pesantes

(1) La *coupellation* a été parfaitement décrite, pour la première fois, au neuvième siècle, par l'Arabe Geber. Nous avons déjà dit que cette opération était connue des Égyptiens et des Hébreux; elle a été vaguement indiquée par Diodore de Sicile, Pline, Strabon.

« Un sujet de surprise, dit Pline, c'est que, pour purifier l'argent, il faille le calciner avec du plomb. » (*Hist. natur.*, lib. XXXIII, cap. VI.) Au seizième siècle, Cœsalpin appelle le plomb un *savon* qui nettoie l'argent et l'or dans la coupellation.

d'une couleur rougeâtre, ayant un bel éclat, parsemées de larges paillettes argentines qui lui donnent un aspect micacé.

*Emballage.* — Expédiée de Liverpool et de Newcastle. La première arrive en futailles cerclées en bois, du poids de 250 à 300 kilogrammes. La deuxième, en futailles du même poids, mais cerclées en fer.

C'est la plus estimée, parce qu'elle ne contient que des traces de cuivre et de fer.

II. *Litharge de France.* — Elle a moins d'éclat et est d'un rouge plus terne que la première: elle a aussi l'aspect micacé, mais ses paillettes reflètent moins vivement la lumière.

*Emballage.* — Futailles de 500 kilogrammes.

Contient du fer et du cuivre en certaines proportions.

III. *Litharge d'Allemagne.* — Ressemble beaucoup à celle de France; cependant elle est plus pâle, jette moins d'éclat, et contient des parties qui ne sont pas complétement oxydées.

*Emballage.* — Futailles cerclées en bois, du poids de 400 à 500 kilogrammes.

C'est la moins estimée, parce qu'elle est la moins pure.

Une bonne litharge doit se dissoudre sans résidu dans l'acide azotique faible ou l'acide acétique, et sa dissolution incolore ne doit prendre aucune coloration bleue par un excès d'ammoniaque.

C'est avec la litharge qu'on prépare généralement, dans les fabriques, les sels de plomb dont on a besoin. Elle entre dans la composition de quelques verres. Elle est la base des emplâtres pharmaceutiques. Elle sert à rendre l'huile de lin plus siccative. On prépare avec elle plusieurs couleurs jaunes très-belles, qui rendent de grands services dans la peinture à l'huile, à cause de leur éclat et de leur fraîcheur.

L'une d'elles, découverte en Angleterre par un nommé Turner, est connue sous le nom de *jaune minéral ;* on l'obtient en fondant de la litharge, du minium ou de la céruse avec du sel marin ou du sel ammoniac. Il en résulte une masse demi-vitreuse qui, par la pulvérisation, donne une poudre dont la nuance varie du jaune clair au jaune brun. C'est un composé de chlorure et d'oxyde de plomb. C'est surtout pour la peinture des décors et des équipages qu'on l'emploie. Il y en a, d'ailleurs, un grand nombre de variétés qui portent dans le commerce les noms de : *jaune de Turner*, *jaune de Kassler* ou *de Cassel*, *jaune de Paris*, *jaune de Vérone.*

Une autre couleur, découverte à Naples vers le milieu du siècle dernier, est désignée sous le nom de *jaune de Naples.* D'après M. Brunner, c'est une combinaison d'acide antimonique et d'oxyde de plomb en proportions diverses. Il n'y a pas moins de dix à douze procédés pour la préparer ; ils consistent tous, en définitive, à

calciner l'antimoine libre ou combiné avec le plomb métallique, oxydé ou carbonaté. Le produit porphyrisé fournit à la peinture des tons jaunes très-riches et très-solides, qui servent à imiter l'or ; mélangé avec le blanc de plomb et un peu de vermillon, il donne la nuance chamois.

Une troisième couleur, recherchée surtout pour la peinture fine, à cause de la richesse et de la solidité de sa nuance, tient des deux précédentes ; elle a été inventée par Mérimée, et les artistes l'ont adoptée sous les noms de *jaune d'antimoine, jaune minéral surfin.* C'est un mélange d'antimoniate de plomb et d'oxychlorures de plomb et de bismuth. On l'obtient en fondant ensemble 16 parties de litharge, 1 partie de sel ammoniac et 1/8 d'antimoniate de bismuth. Quant à ce dernier produit, on le prépare à l'avance en chauffant jusqu'à fusion 30 parties de bismuth métallique, 240 parties de sulfure d'antimoine et 640 parties de nitre, projetant la masse fondue dans de l'eau froide et l'y lavant par décantation jusqu'à ce que l'eau n'ait plus de saveur.

Parmi les sels de plomb qu'on peut préparer, soit en dissolvant la litharge dans les acides, soit en traitant directement le plomb par ces mêmes acides, à l'aide de la chaleur, la plupart sont insolubles dans l'eau ; tels sont le sulfate, le phosphate, le carbonate, les chrômates. L'azotate et les acétates sont solubles. Ces derniers possèdent une saveur sucrée qui devient bientôt astringente et âpre. Tous, solubles ou insolubles, sont subitement noircis par le contact de l'hydrogène sulfuré, et, chauffés sur des charbons ardents, ils laissent, en se décomposant, de petits globules métalliques. Si, dans la dissolution d'un sel de plomb, on plonge une lame de fer ou de zinc, il se dépose bientôt sur cette lame de jolis cristaux de plomb révivifié. Les sels de ce métal sont donc faciles à reconnaître. Ils jouissent de propriétés vénéneuses très-prononcées.

L'azotate de plomb est souvent employé dans les ateliers de teinture et d'indiennes pour préparer les jaunes de chrôme. Il est en petits cristaux octaédriques, blancs et opaques. Si, dans sa dissolution, on verse de la potasse ou de l'ammoniaque, il se précipite de l'oxyde plombique, qui apparaît en poudre blanche, parce qu'il est à l'état d'hydrate. Si, dans la même dissolution, placée dans une éprouvette de verre allongée, on laisse tomber un petit fragment de sel ammoniac dur et compacte, on voit aussitôt s'élever du sel solide, à travers la liqueur, de petites bulles d'air accompagnées d'un grand nombre de stries fines et blanches. Ces dernières sont formées de molécules de *chlorure de plomb* dues à la double décomposition de l'azotate de plomb et du

chlorhydrate d'ammoniaque ; entraînées mécaniquement à la partie supérieure, elles subissent, de minute en minute, une telle augmentation dans leur consistance, ainsi que dans leur élévation et la diversité de leurs formes, qu'au bout d'un quart d'heure à peine, elles atteignent assez souvent la hauteur de 8 à 10 centimètres. Elles offrent alors la ressemblance la plus frappante avec de petits arbrisseaux à ramifications très-multipliées. Ces dendrites ont une solidité telle, qu'on peut, en enlevant avec précaution la dissolution saline, les obtenir, sous forme solide, à l'endroit où elles se sont formées. Cette jolie expérience a été indiquée, en 1844, par M. Bœttger.

Mais le sel de plomb qui a reçu les plus nombreuses applications, est le carbonate, plus connu sous les noms de *céruse*, de *blanc de plomb*, de *blanc d'argent* (1). On le vend sous forme de pains coniques du poids de 1 kilogramme à 1$^{kil}$,500. Il est blanc, pulvérulent, insapide, insoluble dans l'eau. Quand il est pur, il se dissout complétement, avec effervescence, dans l'acide azotique.

C'est la seule substance qu'on emploie pour colorer en blanc les bois et les meubles, parce qu'elle a l'avantage de se mêler parfaitement à l'huile, d'y conserver sa couleur, de s'étendre aisément sous le pinceau, de bien recouvrir les surfaces qu'on veut enduire, et de moins jaunir, avec le temps, que les autres couleurs blanches ; mais elle a le grave inconvénient de brunir par le contact des émanations sulfureuses. On s'en sert beaucoup aussi pour étendre les autres couleurs et leur donner du corps. On l'utilise actuellement dans les fabriques de faïence pour la préparation des vernis ou couvertes, de préférence aux oxydes de plomb, à cause de sa grande ténuité et de sa facile suspension dans l'eau.

C'est avec la céruse, et souvent aussi, par économie, avec le sulfate de plomb, qu'on donne aux cartes de visite l'apparence de l'émail ou de la porcelaine ; pour cela, on les recouvre d'une couche de l'une ou de l'autre de ces matières et on les soumet au frottement d'un cylindre d'acier poli, qui fait naître un lustre très-vif. Vous n'avez qu'à présenter une de ces cartes à la flamme d'une bougie, vous apercevrez bientôt, à la surface du charbon,

(1) La céruse était connue des Grecs et des Romains. Théophraste Cresius et Dioscoride ont décrit avec détail sa préparation, et Pline assure que celle qui était fabriquée à Rhodes était surtout estimée. Elle était employée comme fard par les dames romaines, dans la peinture à l'huile et dans la médecine. Après la chute de l'empire romain, il paraît que ce sel fut d'abord fabriqué par les Arabes, puis à Venise, plus tard à Krems, ensuite en Hollande, en Angleterre et dans plusieurs parties de l'Allemagne. Il y a à peine un demi siècle qu'on en prépare en France. La Société d'encouragement a beaucoup contribué à propager cette industrie.

de petits globules métalliques ; et, en secouant la carte à demi-brûlée, il en tombera des parcelles, qui brûleront rapidement en traversant l'air.

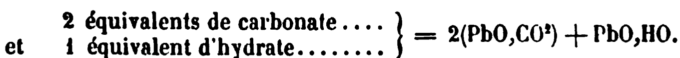
On devrait remplacer par des matières blanches non toxiques sulfate de baryte, terre à porcelaine) le sel de plomb, qui sert ainsi à vernir les papiers et les cartons, car ceux-ci peuvent devenir l'occasion d'accidents plus ou moins graves. En 1854, un journal espagnol nous apprenait qu'à Madrid deux jeunes enfants ont failli périr pour avoir mâché et sans doute avalé quelques fragments de carte-porcelaine !

On ajoute ordinairement, dans les céruses du commerce, plusieurs substances blanches de moindre valeur, comme le sulfate de plomb, le sulfate de baryte, la craie ou le sulfate de chaux. Il paraît que le sulfate de baryte leur donne de l'opacité et les rend plus propres aux peintures délicates. Dans le *blanc de Venise*, il y a moitié de sulfate de baryte ; dans le *blanc de Hambourg*, il y en a le double ; dans le *blanc de Hollande*, la proportion s'élève de 3 parties jusqu'à 7 contre 1 de céruse.

Avant de vous dire comment on prépare en grand la céruse, il est nécessaire de vous apprendre sa véritable composition. Telle qu'on l'obtient dans les fabriques, c'est, non un carbonate pur, mais un mélange de carbonate et d'hydrate, retenant quelques centièmes d'acétate de plomb. On peut la représenter par :

| | |
|---|---|
| Protoxyde de plomb.... ..... | 86,4 |
| Eau........................ | 2,3 |
| Acide carbonique.......... . | 11,3 |
| | 100,0 |

Ce qu'on peut traduire par la formule, plus facile à retenir :


2 équivalents de carbonate....
et 1 équivalent d'hydrate........ $\Big\} = 2(PbO,CO^2) + PbO,HO.$

Des nombreux procédés proposés ou essayés pour se procurer la céruse, trois seulement sont mis en pratique ; ils sont connus sous les noms de *procédés hollandais, français* et *anglais*. Je vais vous en donner une description exacte, quoique abrégée.

1. *Procédé hollandais.* — C'est le plus anciennement connu et encore le plus généralement suivi, tant en Hollande qu'en Angleterre, en Allemagne, aux environs de Lille, de Paris, etc. Grâce aux perfectionnements récents introduits dans la série des opérations mécaniques qui le constituent, notamment par M. Théodore Lefebvre, à Moulins-Lille (Nord), et par MM. Bezançon et Cᵉ, à Ivry, près Paris, cette industrie, jadis très-meurtrière, est devenue, sinon complétement inoffensive, au moins pas plus dangereuse que la plupart des industries chimiques.

Le plomb, que l'on doit convertir en céruse, est d'abord choisi aussi pur que possible, exempt surtout de fer, puis fondu et coulé en lames minces de quelques millimètres d'épaisseur, soit pleines, soit à jour et en forme de grille.

Les lames pleines sont roulées en spirales PP (*fig.* 317), puis placées verticalement dans des pots de grès vernis A de la contenance d'un litre environ; elles reposent sur des *mentonnets* B ou rebords ménagés à l'intérieur des pots et à quelques centimètres de leur fond; dans chacun d'eux, on introduit 1/4 de litre de vinaigre de vin ou de bière C. Quand on se sert de grilles de plomb (*fig.* 318), on les pose seulement à la surface des pots, qui sont plus évasés et moins hauts que les précédents.

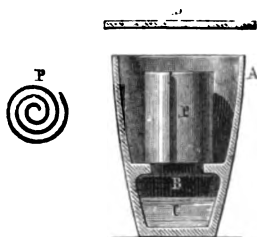



*Fig.* 317.

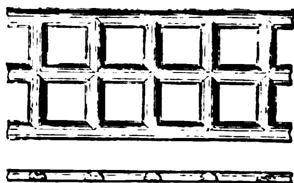


*Fig.* 318.

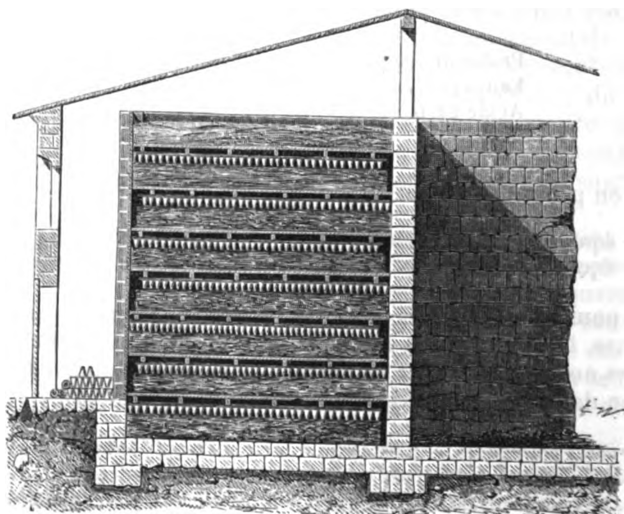


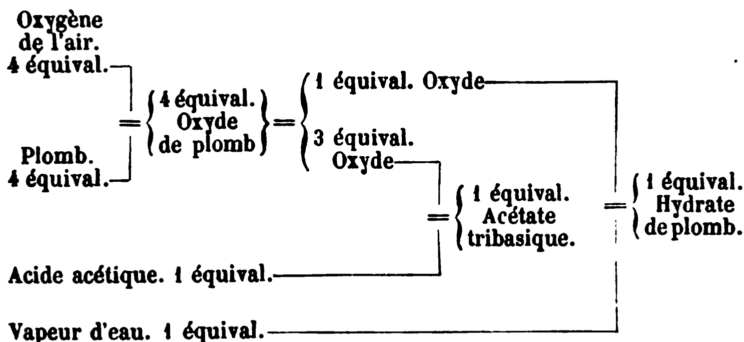
*Fig.* 319.

Dans tous les cas, les pots ainsi préparés, sont rangés, en plus ou moins grand nombre, dans des fosses ou plutôt dans des caisses en maçonnerie,

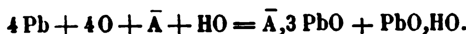
de 3 mètres de long, 4 de large et 6 de haut. On forme d'abord dans le pourtour de la caisse une banquette avec du fumier qui a déjà servi, et, dans le milieu, on fait un lit de fumier neuf ayant une épaisseur de 40 centimètres. On dispose sur cette première couche des pots au nombre de douze cents; on les recouvre de plaques de plomb (D, *fig.* 317), et sur celles-ci on dispose des madriers de 6 à 8 centimètres d'équarrissage, laissant entre eux des carrés de 1 mètre environ; le tout est recouvert de planches jointoyées sur lesquelles on étend une nouvelle couche de fumier, puis on place une seconde rangée de pots, et on procède de la même manière jusqu'à ce que toute la caisse soit remplie de ces lits superposés de fumier et de pots; on recouvre le tout d'une couche de fumier. Ces caisses ou fosses, ainsi chargées, ont l'aspect de la figure 319 :

Dans certaines usines, on remplace le fumier par de la tannée.

Le plomb reste en fosse de six semaines à deux mois dans le fumier, et trois mois environ dans la tannée. Voici quels sont les phénomènes qui se sont accomplis dans l'intérieur des couches pendant ce laps de temps. Sous l'influence de la chaleur développée par la fermentation du fumier, l'acide acétique du vinaigre, accompagné de vapeur d'eau, se volatilise, entoure les lames de plomb et détermine leur oxydation par l'air qui a un libre accès; l'oxyde formé se combine avec de l'acide acétique et avec de l'eau, de sorte que peu à peu, sur ces lames, il se produit une couche d'hydrate et de sous-acétate de plomb, ainsi que l'explique la légende suivante :

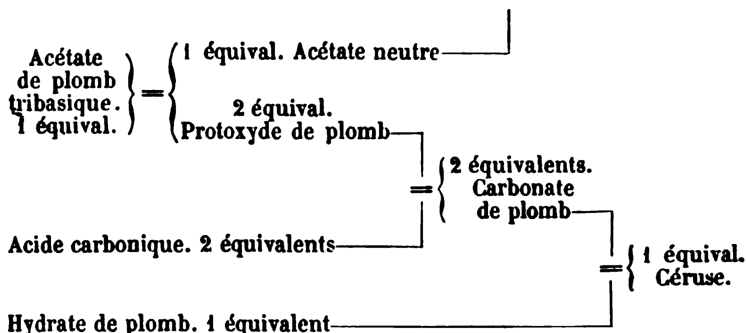


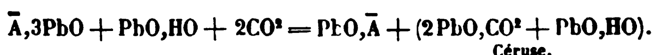

D'où l'équation suivante, dans laquelle l'acide acétique est représenté par $\bar{A}$ :



$$4\,Pb + 4\,O + \bar{A} + HO = \bar{A},3\,PbO + PbO,HO.$$

Mais le fumier, qui est en fermentation, dégage beaucoup d'acide carbonique; celui-ci, arrivé au contact des lames, réagit sur l'acétate tribasique, lui enlève les deux tiers de son oxyde pour former du carbonate de plomb et le ramène à l'état d'acétate neutre; le carbonate et l'hydrate de plomb en se réunissant constituent la céruse; la légende suivante va vous faire bien comprendre cette seconde phase de la réaction :



$$\bar{A},3PbO + PbO,HO + 2CO^2 = PbO,\bar{A} + \underbrace{(2PbO,CO^2 + PbO,HO)}_{\text{Céruse.}}$$

Il y a donc alors, sur les lames, de la céruse et de l'acétate neutre de plomb. Mais celui-ci ne tarde pas, par suite de l'oxydation d'une nouvelle quantité de plomb, à repasser à l'état de sous-acétate qui, bientôt à son tour, est décomposé par l'acide carbonique incessamment produit.

Cette série de réactions, réitérées un grand nombre de fois et de proche en proche, convertit en céruse les lames de plomb sur presque toute leur épaisseur ; aussi quand on les retire de dessus ou de l'intérieur des pots, on les trouve recouvertes de croûtes dures et grisâtres ; c'est la céruse que colore un peu de sulfure de plomb, dont la formation se com-

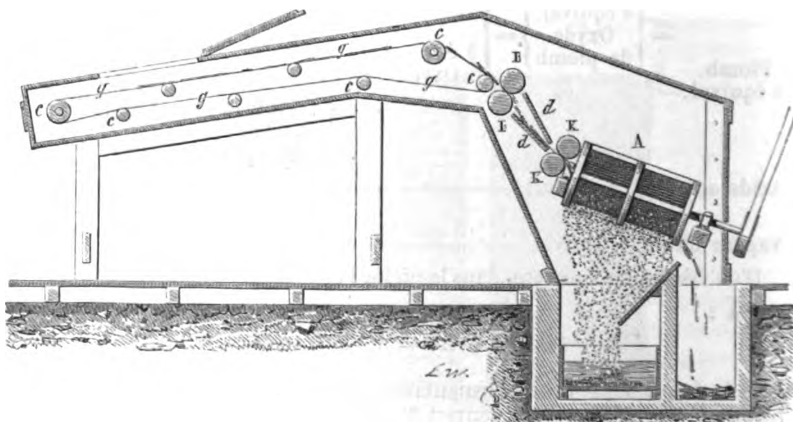


*Fig.* 320.

prend aisément quand on sait qu'il se dégage toujours de l'hydrogène sulfuré du fumier ou de la tannée en putréfaction. A Krems et dans d'autres usines de l'Allemagne, on évite cet inconvénient, en plaçant les pots garnis dans des étuves qu'on entretient à une température de + 30 à 37°

centigr., au moyen de tuyaux de poêle qui les traversent en divers sens.

Lorsque les couches sont démontées, et les pots enlevés, on retire de l'intérieur de ceux-ci les lames carbonatées qui sont transportées dans de petits baquets à l'atelier d'épluchage où s'opère la séparation entre la portion restée métallique et celle qui est carbonatée. Avant 1842, cette dangereuse opération se pratiquait en humectant légèrement les lames déroulées avec de l'eau et en les frappant avec des battes. Ce travail, comme vous le pensez bien, était un de ceux qui occasionnaient le plus de maladies chez les ouvriers, constamment environnés de poussière plombeuse. Dans la fabrique de M. Lefebvre, l'épluchage se fait actuellement à l'aide d'une *machine à décaper* renfermée dans un bâti spécial et clos dans toutes ses parties (*fig.* 320). Les lames de plomb déroulées sont étendues sur une toile sans fin *g*, *g*, *g*..., soutenue par des rouleaux *c*, *c*, *c*..., qui les entraînent entre une première paire de rouleaux cannelés I, I, où elles éprouvent un premier écrasement; de là, elles tombent par les plans inclinés *d*, *d* entre deux autres rouleaux cannelés K, K, qui en détachent finalement les écailles. Celles-ci se rendent sous un blutoir incliné A, qui reçoit un mouvement de rotation continue; les lames, après que les écailles en sont détachées, sortent par le bout opposé et tombent dans un compartiment où elles sont recueillies pour être soumises à une nouvelle opération ou être refondues. Les écailles passent à travers la toile métallique du blutoir et sont reprises pour être broyées. Le mouvement est imprimé à l'appareil de décapage par une machine à vapeur, qui sert de moteur général à tout l'établissement.

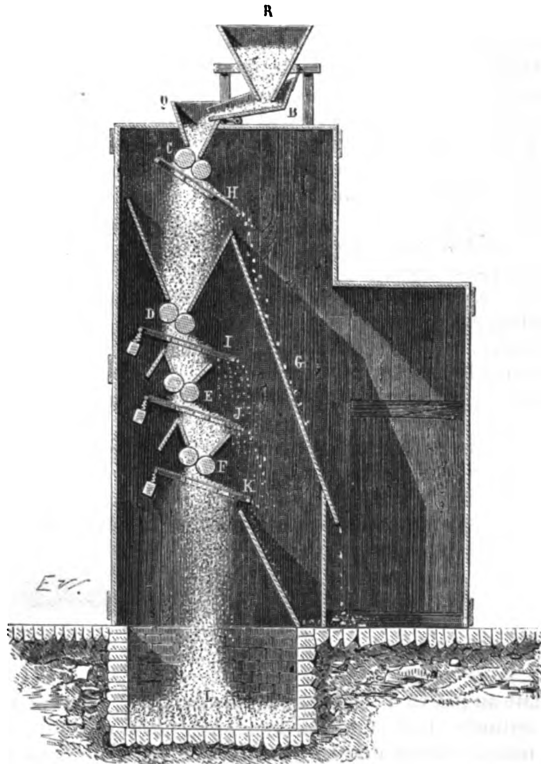


*Fig.* 321.

Le broyage des écailles s'effectue aussi mécaniquement et sans danger

pour les ouvriers. Elles sont portées dans la trémie R d'un *écraseur*, représenté ici en coupe, et hermétiquement fermé par un entourage en planches (*fig.* 321). Elles tombent d'abord sur le conduit B, muni d'un babillard; de là, dans une seconde trémie Q, et passent ensuite entre un premier jeu de cylindres cannelés C, et successivement entre trois autres jeux D, E, F. Le plomb, qui pouvait encore adhérer aux écailles, glisse sur le plan incliné G, tandis que la céruse, après avoir passé sur les tamis H, I, J, K, tombe dans la fosse L, d'où on la retire pour la porter au moulin, après l'avoir mélangée avec de l'eau.

Au sortir de l'appareil précédent, la céruse humectée est portée sous des meules horizontales; elle en traverse successivement huit et sort à l'état de pâte fine pour tomber dans des baquets qu'une poulie, mue par la vapeur, monte au séchoir à air. Là, la pâte est divisée dans des pots en terre poreuse, de forme conique, pouvant contenir chacun $1^{kil},5$. Ces pots, dits *pots de forme*, sont placés sur des étagères et laissés pendant huit à dix jours. Pendant ce laps de temps, l'eau s'évapore en grande partie, les pains prennent de la consistance et éprouvent du retrait. On dépote ensuite la céruse sur les planches mêmes du séchoir, où on la laisse encore quatre ou cinq jours; après quoi, les pains sont descendus mécaniquement dans une étuve à air chaud, dont la température est de $+$ 60 à 80°; ils y restent de quinze jours à trois semaines.

Les pains qui se sont conservés entiers sont enveloppés de papier bleu, puis entassés dans des barils pour être livrés au commerce. Les pains brisés sont réduits en poudre dans un moulin à noix; la poudre tombe dans des bacs enfermés dans de doubles portes. Cette poudre est mise en tonneaux, dans lesquels on la tasse au moyen d'un disque de bois pressé à vis.

Une autre partie de la céruse est actuellement vendue à l'état de pâte mélangée à l'huile, ce qui est d'une très-grande commodité pour les peintres. Ce broyage à l'huile s'effectue, chez M. Lefebvre, soit sous des meules horizontales, soit dans un appareil dit *cylindre à empâter*. Celui-ci, qu'on voit en coupe longitudinale (*fig.* 322), ressemble tout

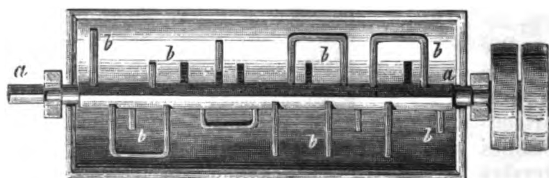



*Fig.* 322.

à fait au pétrin mécanique des boulangers. L'axe carré *a*, qui traverse ce cylindre dans toute sa longueur, porte des palettes *b* pour remuer et malaxer les matières. On introduit, avec la céruse broyée à l'eau, 8 à 10 p. 100 d'un mélange de deux tiers d'huile d'œillette et un tiers d'huile de lin; la première huile a la propriété de séparer l'eau par son seul mélange avec la céruse. 300 kil. de céruse en pâte rendent en général 60 kil. d'eau. Lorsque l'huile est bien incorporée à la céruse, par suite du

mouvement de rotation des palettes, la pâte qu'on retire du cylindre est passée entre des cylindres broyeurs au nombre de trois, qui l'amènent à un état convenable; elle est ensuite introduite dans des barils. La céruse à l'huile se conserve parfaitement pendant un an. Ce n'est qu'au bout de ce temps que la dessiccation commence et seulement à la surface. L'emploi de la céruse sous cette forme, qui permet au fabricant d'économiser la mise en pots et la dessiccation, toujours si lente, se répand de plus en plus dans l'industrie. M. Bezançon, à Ivry, vend à peu près les sept huitièmes de sa production de cette manière.

2. *Procédé français.* — En 1801, alors que la France ne possédait encore aucune fabrique de céruse, Thenard proposa un procédé par la voie humide, beaucoup plus expéditif et plus économique que le procédé hollandais. Il fut d'abord mis en pratique, en 1809, par Breschoz et Lescure, à Pontoise; puis exploité sur une très-grande échelle par Roard, dans sa belle manufacture de Clichy. Ce procédé repose encore sur l'action que l'acide carbonique exerce sur l'acétate de plomb basique.

On commence par préparer directement ce sel au moyen de la litharge et de l'acide acétique étendu, provenant de la fermentation des mélasses et de la dextrine; ces matières sont placées dans une cuve en bois A (*fig.* 323)

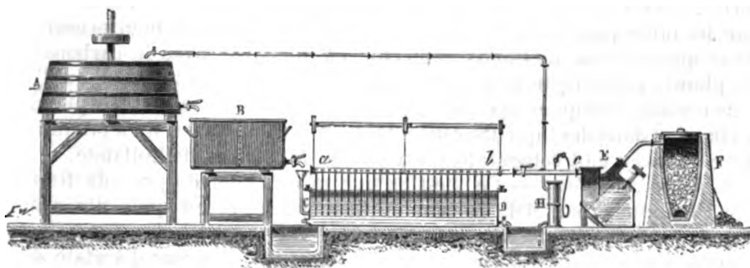



*Fig.* 323.

d'une capacité de 200 hectolitres et pourvue d'un agitateur mis en mouvement par une machine à vapeur. On obtient rapidement de cette manière, et sans le secours de la chaleur, une dissolution qui marque 17 à 18° Baumé. On la fait alors écouler dans un réservoir en cuivre étamé B d'une capacité de 190 hectolitres, où elle s'éclaircit et dépose toutes les substances étrangères à l'oxyde de plomb que contenait la litharge, à savoir : plomb métallique, fer, cuivre, parties terreuses et même chlorure d'argent (celui-ci dans la proportion de 4 à 6 millièmes environ).

La dissolution éclaircie est alors dirigée dans un grand bassin CD de cuivre étamé, très-large et peu profond, d'une capacité de 90 hectolitres environ. Ce bassin est fermé par un couvercle que traversent 800 petits tubes; ceux-ci pénètrent aux deux tiers de la couche liquide, et, par leur extrémité supérieure, ils communiquent avec un gros tube commun *abc*, amenant le gaz carbonique qui doit réagir sur le sous-acétate de plomb et le ramener à l'état d'acétate neutre, en lui enlevant les deux tiers de sa base pour former la céruse qui se précipite. Le gaz carbonique était anciennement produit par la combustion du charbon de bois; M. Dumas

a fait adopter, il y a une vingtaine d'années, un mode plus économique : la cuisson de la pierre à chaux. Dans un petit four continu de 2 mètres de haut F, on met alternativement des couches de coke et de pierres à chaux grasse; on ferme hermétiquement le four par le haut; mais, au moyen d'un tuyau latéral, on le met en communication avec une *cagnardelle soufflante* ou vis d'Archimède E, qui aspire l'acide carbonique produit dans le four, en activant par conséquent la combustion de celui-ci, et lance le gaz carbonique dans les 800 petits tubes de distribution.

Après douze heures de marche, le sous-acétate de plomb, étant complétement ramené à l'état d'acétate neutre, on arrête l'arrivée de l'acide carbonique; on laisse reposer le liquide, et, quand il s'est éclairci par le dépôt de la céruse, on l'aspire par une pompe H qui le remonte dans la première cuve, pour le saturer d'une nouvelle quantité d'oxyde de plomb et le remettre en état de servir à une seconde opération, et ainsi de suite. Quant à la céruse déposée dans le bassin de décomposition, on l'enlève, et, après l'avoir lavée à plusieurs eaux, on la soumet à toutes les manipulations de la céruse de Hollande.

Si la céruse de Clichy est plus belle que la céruse de Hollande, en revanche, celle-ci est plus divisée, plus opaque, et elle couvre mieux, comme on dit, c'est-à-dire qu'il faut en appliquer beaucoup moins sur le bois ou sur les murs pour produire le même effet. Cela pourrait bien provenir de ce que la céruse de Clichy renferme en mélange, avec le carbonate de plomb, plus d'hydrate de plomb que la céruse hollandaise. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'en opérant la précipitation du sous-acétate de plomb à chaud et dans des liqueurs concentrées, M. Pallu est parvenu à produire des céruses en tout comparables aux plus belles céruses de Hollande.

3. *Procédé anglais.* — Ce n'est qu'une modification du procédé français, imaginée par MM. Benson et Gossage. Voici en quoi elle consiste :

On humecte de la litharge très-divisée avec un centième d'acétate de plomb dissous, et on place cette pâte dans de grandes auges en schiste, fermées par en haut, et communiquant entre elles. Un courant d'acide carbonique, provenant de la combustion du coke, est poussé au moyen de deux forts ventilateurs à force centrifuge, à travers les couches d'oxyde, qui sont continuellement agitées par des râteaux mus par une machine à vapeur. En quelques heures, toute la litharge est carbonatée et convertie en céruse d'une grande blancheur, qui réunit toutes les qualités de la meilleure céruse de Hollande. Ce procédé ingénieux est mis en pratique à Birmingham.

Dans le commerce, les céruses sont distinguées par les noms des pays de fabrication. On dit donc : *Blanc de Krems* ou *blanc d'argent*, *céruse de Rotterdam*, *céruse de Lille*, *céruse de Clichy*, etc. Les trois premières sont les plus estimées ; leur grain est d'une finesse extrême ; leurs pains s'écaillent facilement. La *céruse de Lille* jouit maintenant, dans le commerce français, d'une réputation justement méritée. Le *blanc de Krems* nous arrive en petits pains rectangulaires, du poids de 250 grammes environ, et enveloppés de papier portant la marque du fabricant. Cette espèce,

d'un blanc très-pur, à cassure bien nette, est réservée pour les tableaux, les décorations de luxe et les peintures fines. On la reçoit en caisses de 100 kilogrammes, ou en pains de tout poids.

Les céruses pures se dissolvent, sans aucun résidu, dans l'acide azotique étendu et dans le vinaigre.

Les droguistes vendent sous le nom de *céruse de Mulhouse* du sulfate de plomb, qui provient des manufactures d'indiennes. Il a la plus grande ressemblance avec la céruse véritable, mais il couvre assez mal les surfaces sur lesquelles on l'applique. Il ne noircit pas aussi facilement que la céruse par les émanations sulfureuses. On le distingue aisément de celle-ci parce qu'il ne fait aucune effervescence avec l'acide azotique étendu et qu'il ne s'y dissout pas.

Lorsqu'on calcine la céruse avec précaution dans les mêmes fours et dans les mêmes boîtes de tôle qui servent pour le minium ordinaire, on obtient une variété de minium d'un rouge moins vif, qui est désignée dans le commerce sous le nom de *mine orange*. Préparé ainsi, le minium retient toujours de 4 à 5 centièmes de carbonate de plomb, qui paraissent être la cause des différences remarquables qui existent entre ce produit et le minium fabriqué avec le massicot. La *mine orange*, en effet, se divise beaucoup mieux que ce dernier avec la colle, ne se grumelle pas et ne se durcit pas par ce mélange, ainsi que le fait le minium pur. Aussi est-ce la seule espèce de minium qui convienne bien à la fabrication des papiers de tenture.

D'après M. Dumas, la *mine orange* qui a subi trois feux est le minium le plus pur que l'on fabrique en grand, puisque sur 100 parties en poids; elle renferme 95,3 de minium réel, et 4,7 seulement de massicot en simple mélange.

La *mine orange* est fabriquée presque exclusivement à Clichy; le prix en est bien plus élevé que celui du minium rouge. Il nous en vient aussi d'Angleterre, mais elle est moins pesante et plus pâle que celle de France. L'une et l'autre sont en fûts de 300 à 400 kilogrammes.

Toutes les personnes qui font un fréquent usage de la céruse, les peintres, les décorateurs, les ouvriers qui broient les couleurs, ceux qui préparent ce sel, sont exposés à des accidents graves par suite de l'action délétère de cette substance, qui porte principalement son action sur l'appareil digestif, et occasionne des tremblements convulsifs ainsi que la maladie cruelle appelée *colique des peintres*.

Les appartements récemment peints à l'huile conservent pendant un certain temps une odeur très-forte, qui n'est pas sans danger pour les personnes qui les habitent. Mais les accidents produits dans ce cas doivent être attribués à l'essence de térében-

thine qui se volatilise, et non, comme on le croit généralement, et à tort, aux émanations de plomb. La céruse, en effet, mélangée à l'huile et avec le siccatif dans la peinture, est absolument fixe, et ne subit aucune volatilisation. Les belles recherches expérimentales de M. Chevreul sur la peinture à l'huile ne laissent aucun doute à cet égard.

Nous avons vu précédemment, en traitant du zinc, qu'un grand progrès hygiénique a été réalisé en faveur des ouvriers peintres et des broyeurs de couleurs par la substitution du blanc de zinc à la céruse dans presque tous les travaux du bâtiment. Une autre couleur blanche, encore plus inoffensive peut-être que le blanc de zinc, a été conseillée dans ces derniers temps pour remplacer la céruse dans la décoration ; c'est le *sulfate de baryte artificiel*, que M. Kuhlmann, de Lille, qui le préconise avec raison, fabrique très en grand et livre à l'état sec et en pains, mais plus généralement à l'état d'une pâte consistante, au prix de 22 fr. les 100 kil. Il est connu commercialement sous le nom de *blanc fixe* ; en Autriche, il porte celui de *blanc de plomb du Tyrol*. Il sert déjà depuis plusieurs années à faire des fonds blancs et satinés dans la fabrication des papiers de tenture, et à préparer des cartes glacées.

L'application de ce sulfate de baryte dans la peinture a lieu, comme celle de toutes les autres bases blanches, en couches successives au moyen de la colle forte ou de l'amidon, ou enfin au moyen d'un mélange d'amidon et de silicate de potasse dissous. Presque transparent lorsqu'il est appliqué à l'huile, ce sulfate couvre parfaitement et tout aussi bien que la céruse et l'oxyde de zinc dans la peinture en détrempe, et présente sur ces derniers l'énorme avantage d'un prix réduit des deux tiers. Il n'est pas altérable par les émanations sulfureuses, et donne des peintures d'une blancheur et d'une douceur au toucher que les plus fines céruses ne sauraient atteindre. Supprimant l'emploi de la céruse, de l'huile et des essences, il offre donc, au point de vue de l'hygiène, des avantages incontestables, même sur l'oxyde de zinc. Tous les essais pratiqués en grand, tant à Lille qu'à Paris, aux Tuileries et au Louvre, ne laissent aucun doute à cet égard.

Un fait des plus intéressants, constaté par M. Kuhlmann, c'est que ce sel peut encore servir à faciliter la fixation des autres couleurs. C'est ainsi que la peinture faite au moyen d'un mélange de blanc de zinc et de blanc de baryte présente une solidité et une adhérence telles, qu'on peut l'appliquer avec sécurité sur d'anciennes peintures à l'huile. L'expérience en a été faite à Lille sur une très-grande échelle. Ce résultat est d'une haute importance économique pour Paris, Londres, Bruxelles, et en général toutes les grandes villes où les maisons des personnes aisées sont couvertes de peintures à l'huile coûteuses, et qui doivent être souvent re-

nouvelées. Il faut espérer qu'on adoptera les nouvelles peintures salubres, et qu'on préservera ainsi une classe nombreuse d'ouvriers des dangers qui font de leur profession un véritable fléau.

Au reste, le plomb, sous quelque forme qu'il pénètre dans l'économie animale, produit de funestes effets. Ainsi, les vapeurs qu'exhale le plomb fondu ; la poussière, chargée des molécules de ce métal, au milieu de laquelle vivent ceux qui le travaillent ; les particules d'oxyde qui se dissolvent dans les liqueurs acides, les vins, les vinaigres qu'on conserve dans des vases de plomb ; celles qui passent dans les aliments gras préparés dans la poterie commune, dont le vernis est dû à l'oxyde de plomb, produisent journellement des coliques sourdes, une sorte d'empoisonnement lent, dont la cause reste souvent tout à fait ignorée.

J'insisterai surtout ici sur l'abandon qu'il faudrait faire, d'une manière absolue, de ces mauvaises poteries vernissées que leur bas prix a fait adopter par le peuple des villes et des campagnes. Le vernis plombifère qui les recouvre est si peu durable, que les substances alimentaires qui renferment du vinaigre, de l'oseille, les salaisons, le vin, le cidre, la piquette, les confitures, les corps gras qui ont ranci, etc., l'attaquent et se chargent de plomb. Pour en acquérir la preuve, il suffit d'examiner les vases qui ont servi pendant quelque temps ; on trouve le vernis de leur surface interne plus ou moins détruit. Et ce qui démontre bien l'insalubrité de ce vernis plombifère, ce sont les nombreux accidents toxiques auxquels il a donné lieu. Je ne citerai que deux faits :

En 1847, une famille de Bergerhout (Belgique) présenta des symptômes d'empoisonnement après avoir mangé une soupe préparée avec des groseilles qui, après avoir été écrasées et mêlées à l'eau, avaient séjourné vingt-quatre heures dans un vase en terre vernissée. L'analyse chimique démontra la présence du plomb dans cette soupe.

En 1848, M. le docteur Émile Marchand constatait un véritable empoisonnement aigu chez un cultivateur de Sainte-Foix (Gironde), qui mangeait depuis peu de temps des cornichons conservés dans un pot de terre verni.

Les poteries à émail feldspathique que l'on fabrique en Allemagne, les vases en fonte émaillée, mais surtout les ustensiles en fer battu, beaucoup moins chers que les précédents, sont bien préférables, sous tous les rapports, aux poteries à vernis plombifère ; aussi devrait-on en adopter exclusivement l'emploi.

Le plomb est donc un métal dangereux, et ne peut, sans inconvénient, être employé seul. C'est pourquoi la plupart des ustensiles de plomb sont remplacés actuellement par ceux en étain pur ou allié à une petite portion de plomb seulement. Autrefois, les vins acides étaient adoucis par le moyen de la litharge ; mais cette

fraude coupable a cessé depuis qu'on a reconnu les dangers de pareilles boissons. Il serait convenable de renoncer à l'habitude, généralement répandue, de nettoyer les bouteilles avec du plomb de chasse, car cette habitude a parfois des conséquences funestes. Des grains de plomb, retenus dans le fond des bouteilles, ont communiqué des propriétés vénéneuses au vin qui y avait séjourné, et déterminé des coliques plus ou moins violentes, même la mort, chez les personnes qui ont bu ce vin empoisonné.

---

# VINGT-NEUVIÈME LEÇON.

## MÉTAUX DE LA CINQUIÈME ET DE LA SIXIÈME SECTION.

**Sommaire.** — Du Bismuth et de ses alliages fusibles. — Du blanc de fard. — Du Mercure; de ses mines et de son extraction. — *Cinabre* ou sulfure de mercure. — Des principaux composés du mercure : oxydes et sulfure artificiel ou *Vermillon*. — Des amalgames. — Sels de mercure. — Des chlorures de ce métal et de leurs applications. — De l'Argent, de ses mines et de leur exploitation. — Alliages utiles qu'il forme. — De l'azotate d'argent et de la *pierre infernale*. — De l'*argent fulminant*. — Du chlorure d'argent et de son application à l'argenture des métaux. — Du *doublé* ou *plaqué* d'argent. — Des *nielles*.

### Du Bismuth.

Je ne vous dirai, Messieurs, que quelques mots du dernier métal de la cinquième section : le Bismuth, attendu que ses applications sont assez limitées.

Ce métal a une certaine analogie de propriétés avec l'antimoine. Il est, comme ce dernier, en masses lamelleuses, fragiles, d'une couleur blanche et pourvues d'un éclat très-vif; mais les reflets jaunâtres qu'elles émettent le font aisément distinguer de l'antimoine, qui a une teinte bleuâtre.

C'est principalement à l'état natif qu'on rencontre le bismuth dans le sein de la terre, non dans des gîtes séparés, mais dans les mines de cobalt et d'argent, notamment dans celles de la Saxe, de la Bohême, du Hanau, et du Furstemberg. Il renferme presque toujours des métaux étrangers, principalement de l'arsenic. On ne le trouve, du reste, en quantité assez considérable pour donner lieu à une exploitation, qu'aux environs de Schneeberg, dans l'Erzgebirge, chaîne de montagnes qui sépare la Saxe de la Bohême. Le traitement métallurgique est très-simple. On chauffe le minerai dans des tuyaux cylindriques de fonte A, A, A... disposés

en travers sur un fourneau et inclinés légèrement (*fig.* 324 et 325). A mesure que le métal fond, il vient se rendre dans des récipients

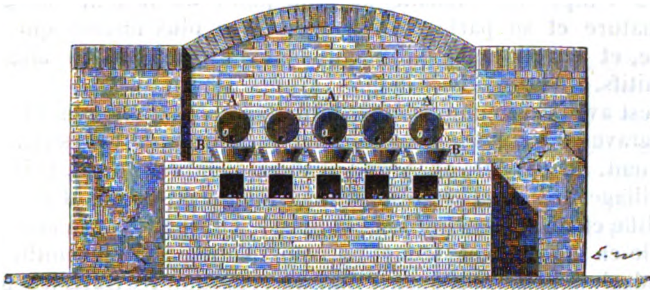



*Fig.* 324.

en fer B placés immédiatement au-dessous de l'extrémité inférieure des tuyaux, lesquels sont percés d'une petite ouverture *o,o,o...*

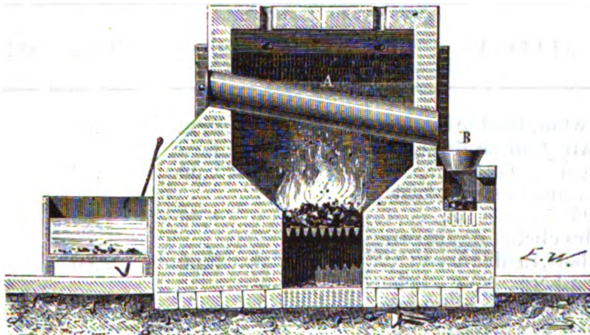



*Fig.* 325.

On le coule ensuite en pains de 12 à 25 kil. La production annuelle du bismuth s'élève à peine à 5,000 kil. Son prix varie de 3 fr. 50 c. à 4 fr. le kil. On le reçoit principalement de la Saxe, en fûts de 300 à 500 kil.

Ce métal est un des plus fusibles ; il communique cette propriété aux métaux avec lesquels on l'allie. Il fond à + 246°, et peut être alors coulé sur le papier sans le brûler. Les alliages de bismuth, de plomb et d'étain sont remarquables par leur grande fusibilité, qu'on peut faire varier avec la quantité du premier. C'est de pareils alliages qu'on s'est servi pendant longtemps pour faire ces plaques ou *rondelles fusibles* qui étaient adaptées, d'après les règlements, à la partie supérieure des chaudières des

machines à vapeur à haute pression, dans l'intention de prévenir les explosions. L'emploi de ces rondelles fusibles a cessé depuis que l'on s'est aperçu que les alliages de bismuth, sous l'influence d'une température voisine de leur point de fusion, changent de nature et se partagent en un alliage plus fusible qui s'écoule, et en un autre beaucoup moins fusible que les alliages primitifs.

C'est avec ces mêmes alliages ternaires qu'on obtient les clichés des gravures sur bois, ce qui permet de reproduire celles-ci indéfiniment. A cet effet, on prend d'abord l'empreinte du bois sur un alliage de plomb et d'antimoine fondu, au moment où il se solidifie et qu'il a encore une mollesse suffisante; on a ainsi un moule en creux dans lequel on coule l'alliage de bismuth, qui prend alors l'empreinte en relief, et reproduit les traits les plus délicats de la gravure sur bois. Comme on peut tirer un nombre infini d'exemplaires de ces clichés, on donne le nom de *polytypage* à cette seconde opération *du clichage*.

Voici la composition des principaux alliages du bismuth.

| ALLIAGES. | BISMUTH. | PLOMB. | ÉTAIN. | ANTIMOINE |
|---|---|---|---|---|
| De Newton, fusible à + 99°. | 5,00 | 2,00 | 3,00 | » |
| De d'Arcet ou de Rose, fusible à + 94°,5 | 8,00 | 5,00 | 3,00 | » |
| Pour rondelles, fondant à + 93°,75 | 2,00 | 1,00 | 1,00 | » |
| Pour les clichés de gravures sur bois, fusible à + 91°,6. | 5,00 | 3,00 | 2,00 | » |
| De Homberg, pour clicher des planches d'impression à la perrotine, fondant à 122° | 1,00 | 1,00 | 1,00 | » |
| Pour le même objet | 10,50 | 32,50 | 48,00 | 9,00 |
| De Rouen et Dussard, pour crayons métalliques | 1,00 | 1,00 | » | » |

En ajoutant à l'alliage de d'Arcet un neuvième de son poids de mercure, on augmente singulièrement encore sa fusibilité, puisqu'alors il devient complétement liquide à + 53°. Cet amalgame sert à faire des injections anatomiques, et quelques dentistes en font usage pour plomber les dents cariées.

Le seul composé du bismuth qui ait reçu quelque application, est ce qu'on appelait jadis *magister de bismuth*. C'est un sous-azotate qu'on obtient aisément en dissolvant le métal dans l'acide

azotique, et ajoutant à la dissolution une grande quantité d'eau. Le sel se partage en sel acide qui reste dissous, et en sous-sel qui se précipite en poudre blanche. Comme vous le voyez, Messieurs, les sels de bismuth partagent avec les sels d'antimoine, la propriété d'être décomposés par l'eau.

Cette poudre, bien lavée et séchée, était naguère fréquemment employée par les dames, sous le nom de *blanc de fard*, pour blanchir la peau. Mais l'inconvénient qu'elle a de rendre la peau rugueuse et de noircir par le contact des émanations sulfureuses, en a fait pour ainsi dire abandonner l'usage. Dans l'origine, le blanc de fard, adopté par les femmes grecques, était une terre argileuse de Chio ou de Samos, mêlée de craie et délayée dans du vinaigre.

Aujourd'hui, le sous-azotate de bismuth n'est plus guère utilisé que pour faciliter la fusion de quelques émaux et servir de véhicule à diverses matières colorantes, parce qu'il n'altère pas la pureté de leur ton. Aussi le mêle-t-on aux couleurs qui servent à la fabrication des cires à cacheter, à quelques autres employées dans la peinture sur porcelaine. Enfin, on s'en sert encore, conjointement avec d'autres corps, pour remplir certaines qualités de fausses perles. De là lui est venu le nom de *blanc de perle*, qu'on lui donne souvent dans le commerce. Il a quelques usages en médecine.

Le bismuth est souvent désigné sous le nom d'*étain de glace*, parce que, pendant quelque temps, on l'a appliqué à l'étamage des glaces.

## MÉTAUX DE LA SIXIÈME SECTION.

Dans la dernière section de notre classification, qui renferme les métaux les plus précieux aux yeux des gens du monde, en raison de leur prix élevé et de leur inaltérabilité relative, nous n'aurons à étudier en particulier que le mercure, l'argent, l'or et le platine. Les autres, tels que le rhodium, l'iridium, le palladium et le ruthénium, ne sont encore, à cause de leur rareté, que des produits de collection.

### Du Mercure.

Voici un métal fort remarquable par ses propriétés physiques. C'est le seul qui soit liquide dans les circonstances ordinaires, et cette propriété le rend très-précieux pour la construction des instruments de physique et de chimie, tels que thermomètre, baromètre, cuve à mercure. Sa couleur blanche et sa grande

mobilité lui firent donner, dès les temps les plus reculés, le nom de *vif-argent*.

C'est principalement sur ce métal que s'est exercée la patience des alchimistes. Le regardant comme un état imparfait de l'or et de l'argent, ils pensaient qu'il fallait peu de chose pour le convertir en l'un ou l'autre de ces métaux; aussi mirent-ils tout en œuvre pour opérer cette transformation. Ils professaient encore cette opinion, non moins erronée, que le mercure est le principe de tous les êtres. De là vint l'hypothèse du *principe mercuriel* ou de la *terre mercurielle*, qui se trouvait dans tous les corps pesants et volatils en même temps.

Les folles recherches des alchimistes, leurs nombreux travaux sur le mercure, n'ont pas été complétement inutiles. Ils firent connaître les principales propriétés de ce curieux métal, et la plupart de ses composés ont été découverts par eux.

Ce métal n'existe que sous un très-petit nombre de formes dans la nature. On le connaît à l'état de liberté, puis en combinaison avec le soufre, le sélénium, le chlore et l'argent. Mais le sulfure de mercure est la seule espèce minérale qui soit un peu abondante. C'est la seule aussi qui soit exploitée. Elle est en masses d'une couleur rouge ou brunâtre, rarement en cristaux.

C'est plus particulièrement dans les parties inférieures des terrains de sédiment, et près des dépôts de cristallisation qu'on la rencontre; elle est alors en filons plus ou moins puissants, comme à Almaden en Espagne, en Hongrie, en Transylvanie, au Mexique, au Pérou. Quelquefois, cependant, et c'est ainsi que cela arrive à Idria, près de Trieste en Carniole, à Moschel dans le duché des Deux-Ponts, sur la rive gauche du Rhin, elle est disséminée dans des couches de grès, de schiste ou de calcaire compacte, appartenant à la partie supérieure des terrains de sédiment.

Les mines de mercure en exploitation sont peu nombreuses. Les plus célèbres et les plus productives sont celles d'Almaden et d'Idria. La Chine et le Japon en renferment beaucoup, mais on n'a sur elles aucun renseignement certain. On en a signalé dans ces derniers temps en Californie.

Le sulfure de mercure natif, qui constitue toutes ces mines, est connu sous le nom de *cinabre*. On trouve, au milieu de ses masses, du mercure natif en petits globules, mais en faible quantité.

Le mercure étant volatil, et le cinabre pouvant être facilement décomposé par la chaleur, l'extraction de ce métal est fort simple. On grille le cinabre dans un four dont la sole est criblée de trous pour le passage de l'air.

Voici l'appareil employé aux mines d'Almaden (*fig.* 326). On met d'abord sur la voûte en briques du four AB de gros fragments de grès imprégnés de cinabre; sur ces fragments, on place le minerai le plus riche, et par-

dessus celui-ci des briques composées du même minerai pulvérulent, de poussière mercurielle et d'argile. On met le feu aux fagots, que l'on emploie de préférence pour avoir une flamme claire. Le soufre est con-

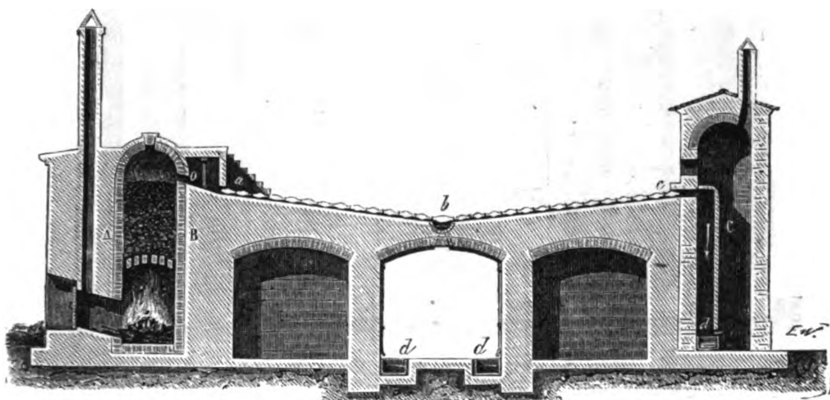



*Fig.* 326.

verti en acide sulfureux, et le mercure, devenu libre, forme des vapeurs qui, au moyen des ouvertures *o* placées dans le haut du four, se rendent dans six séries d'allonges en terre *abc*, engagées les unes dans les autres, appelées *aludèles*, et posées sur une terrasse aboutissant à une grande chambre C qui sert à la fois de condensateur et de récipient. La terrasse est inclinée des deux côtés vers son milieu, de manière à former une rigole *b*, dont l'objet est de recueillir et de verser dans des bassins de réception *d*, *d*, le mercure que les jointures des aludèles, lutées simplement en terre, laissent échapper. Les vapeurs mercurielles se condensent dans la chambre, partie à l'état de mercure coulant, partie à l'état de fine poussière. C'est cette poussière dont on fait des briquettes avec de l'argile et qu'on place dans le haut du four à chaque opération, qui dure de douze à treize heures. Le mercure recueilli est renfermé dans de grandes bouteilles en fer, fermées par un bouchon à vis de même métal. C'est ainsi qu'il est expédié, à dos d'âne ou de mulet, à Séville, d'où il est emporté en Amérique et dans les autres pays qui en font consommation.

A Idria, dans le Frioul, on suit le même procédé; seulement, les aludèles sont remplacées par deux séries de chambres de condensation placées des deux côtés du fourneau, et communiquant entre elles par des ouvertures pratiquées alternativement en haut et en bas. La vue de la figure 327 suffira pour vous faire saisir, sans autre explication, la disposition générale de l'appareil d'Idria.

Dans les mines du Palatinat, on ne grille pas le minerai, dont la gangue est calcaire, mais on le calcine dans des cornues en terre C, disposées dans un fourneau de galère F, ainsi qu'on le voit par la figure 328. A leur col on adapte des récipients en terre R contenant de l'eau. Par la réaction de la chaux sur le sulfure de mercure, il en résulte du

mercure qui se volatilise, et un résidu solide et fixe, composé de sulfure

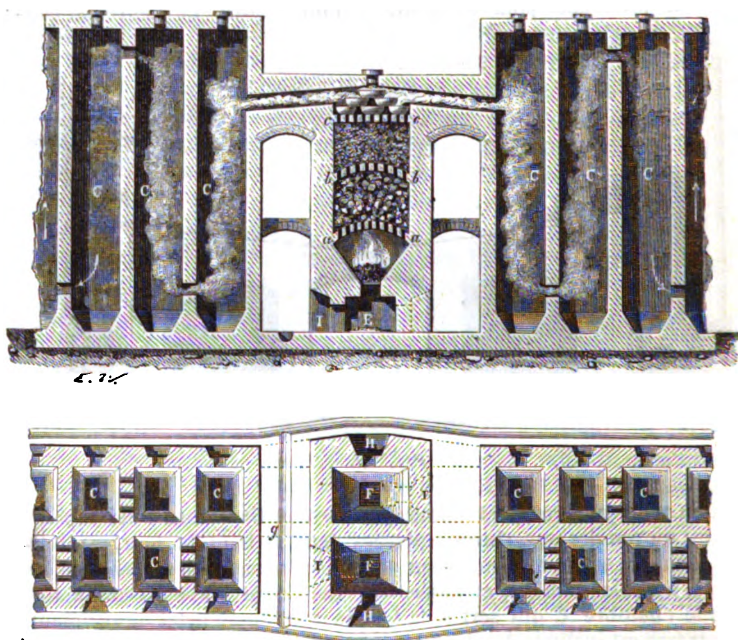


*Fig.* 327.

de calcium et de sulfate de chaux. Comme ici la réaction est un peu com-

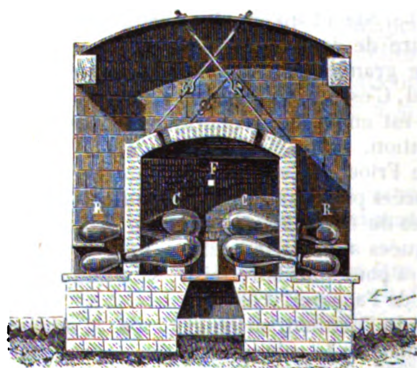
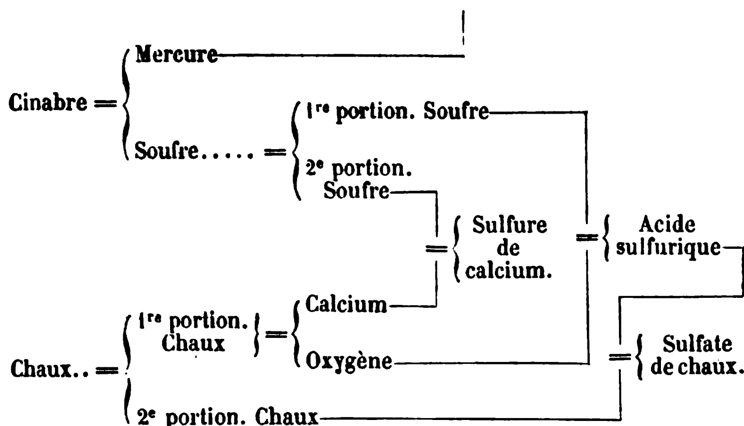


*Fig.* 328.

pliquée, je vais vous la faire bien comprendre par la légende suivante :






$$4HgS + 4CaO = 3CaS + CaO,SO^3 + 4Hg.$$

La quantité de mercure extraite annuellement des différentes mines d'Europe est de 30,600 quintaux, sur lesquels les mines de Carniole en fournissent 3,000, celles du Palatinat et de la Confédération germanique 7,600, et celles d'Espagne 20,000. Ces dernières, situées dans la province de la Manche, sur une longueur de 2 myriamètres, depuis Chillon jusqu'au delà d'Almadenejos, sont exploitées depuis une haute antiquité, puisque, suivant Pline, les Grecs en tiraient déjà du vermillon 700 ans avant notre ère, et qu'elles fournissaient aux Romains 100,000 livres de cinabre par an. Les mines de mercure de l'Amérique sont aujourd'hui abandonnées. Dans le Mexique même, dont le sol si riche a offert à de Humboldt des indices de filons mercurifères, tout le vif-argent nécessaire à l'exploitation des mines d'or se tire d'Almaden. Au Pérou, on n'extrait presque plus rien des mines de Huanca-Vélica, dont parle Acosta, et que les sauvages indiens exploitaient à la façon romaine, dans le but de se procurer du *vermillon* pour se teindre le visage et le corps (1).

Les exhalaisons des mines de mercure sont si délétères, que les ouvriers y résistent à peine deux ou trois ans; aussi les mines de Frioul et d'Autriche sont-elles exploitées par des criminels condamnés à ces travaux; elles sont à 200 mètres de profondeur, et la courte durée de l'existence de ces malheureux est rendue affreuse par le continuel dépérissement de leur santé.

---

(1) D'après M. Witney, la quantité approximative de mercure produite en 1854 dans le monde entier serait représentée par les chiffres suivants :

| | En quint. métriques. | En argent. |
|---|---|---|
| Mines de l'Autriche........ | 2,267.80 | 1,287,500 |
| — de l'Espagne........ | 11,339.25 | 6,437,500 |
| — du Pérou............ | 907 | 515,000 |
| — des États-Unis....... | 4,535.66 | 2,575,000 |
| | 19,050 | 10,815,000 |

Le mercure nous arrive d'Espagne en bouteilles de fer, bouchées à vis, contenant chacune de 30 à 40 kil. de métal. Celui d'Idria vient en poches doubles de peau de mouton, contenant 12, 15 et 20 kil. au plus. Les sacs, poches ou *bouillons* de cuir doublé de mouton, sont liés et renfermés dans des barils ou des caisses, dont les interstices sont remplis de son ou de sciure de bois.

Le mercure du commerce renferme souvent du plomb, de l'étain, quelquefois du zinc. On reconnaît ordinairement sa pureté par un essai mécanique. En le jetant sur un plan, il se divise en une multitude de gouttelettes sphériques, quand il est pur. S'il ne l'est pas, les gouttelettes sont allongées, aplaties et terminées par une espèce de filet métallique, ce qui fait dire aux marchands qu'*il fait la queue*.

Pour le purifier, on le distille dans une cornue (*fig.* 329) en grès ou en



*Fig.* 329.

fonte, en ayant soin de verser à sa surface une couche de sable de 1 à 2 centimètres d'épaisseur, pour arrêter les gouttelettes lancées mécaniquement et ne laisser passer que les vapeurs. Pour mieux condenser celles-ci, on attache à l'extrémité du col de la cornue ou de l'allonge un linge qui plonge dans l'eau du récipient.

Mais, quelque soin qu'on prenne, le mercure entraîne toujours avec lui dans sa vaporisation une certaine quantité des métaux étrangers qu'il contenait. Aussi est-il préférable de purifier le métal par voie humide. Le moyen le plus ordinaire consiste à verser à la surface du mercure impur une petite quantité d'acide azotique du commerce, étendu du double de son volume d'eau; on laisse en contact pendant vingt-quatre heures, en agitant de temps en temps. Voici ce qui arrive : l'acide attaque le mercure, en formant de l'azotate de protoxyde; mais, bientôt, les métaux

étrangers déplacent le mercure du sel et se dissolvent, moins l'étain toutefois. On lave ensuite le mercure à grande eau. En remplaçant l'acide azotique par le perchlorure de fer, on transforme tous les métaux étrangers en chlorures, le perchlorure de fer étant ramené par eux à l'état de protochlorure.

Quand le mercure est sali par des poussières et par l'oxyde qui se forme sans cesse à sa surface, on le passe à travers une peau de chamois, ou bien on promène à sa surface un tube de verre qu'on roule sous les doigts, ou une feuille de papier légèrement humide; les matières pulvérulentes s'attachent à ces corps et le mercure redevient brillant.

Quoique le point d'ébullition du mercure ne soit qu'à + 350° du thermomètre à air, ce qui correspond à + 360° du thermomètre centigrade, ce métal émet des vapeurs sensibles à la température ordinaire. On en a un exemple continuel dans les gouttelettes de mercure qui se trouvent souvent au sommet des baromètres, et qui sont le résultat de la vapeur mercurielle qui est venue se condenser sur la surface interne du tube de verre. Faraday a, d'ailleurs, démontré directement cette évaporation spontanée du mercure, en suspendant une feuille d'or au-dessus d'une couche de ce métal dans un flacon fermé. Au bout de six semaines, la feuille d'or, qui avait été soigneusement garantie de tout contact direct avec le mercure, se trouvait pourtant amalgamée, c'est-à-dire blanchie par une certaine quantité de mercure qui n'avait pu y arriver qu'en passant à l'état de vapeur. C'est ce qui explique les effets funestes que les ouvriers éprouvent dans toutes les industries où l'on en fait usage. Ils sont pris, en peu de temps, d'un tremblement général et douloureux (1).

---

(1) A la manufacture royale des glaces de Berlin, pendant un hiver fort rude, les ouvriers qui travaillaient dans une pièce où l'on étamait autrefois les glaces, firent du feu et élevèrent la température de l'air de cette pièce entre 26 et 32°. Au bout de quelques jours, tous éprouvèrent une forte salivation, phénomène qui les surprit beaucoup, puisqu'on n'apercevait pas de traces de mercure dans l'appartement ni même aux environs. Après bien des recherches, ils soupçonnèrent enfin la véritable cause de l'incommodité qu'ils éprouvaient; ils firent lever le parquet de la pièce, et ils virent alors environ 20 kilogrammes de ce métal, répandu sur différents points, où il était tombé peu à peu, pendant qu'on étamait les glaces. C'est le docteur Hermbstaed qui rapporte ce fait. — Le 11 mai 1803, les mines d'Idria furent incendiées. Sur les 1,300 ouvriers qui y travaillaient, 900 furent saisis d'un tremblement continuel, qui les fatiguait surtout la nuit et les rendait incapables de toute occupation. Les 400 autres traînèrent, pendant le reste de leur vie, une santé misérable et chancelante. — En 1810, le navire anglais *the Triumph*, de 74 canons, reçut à son bord une grande quantité de mercure. Le métal s'échappa des vessies et des barils qui le contenaient, et de là se répandit dans tout le bâtiment. Dans l'espace de trois semaines, 200 hommes furent affectés de salivation, d'ulcérations à la bouche et à la langue, accompagnées de paralysies partielles et de dérangement d'intestins. Tous les animaux, sans exception, qui étaient à bord, périrent sous la même influence.

Lorsqu'on plonge la main dans un bain de mercure, on ressent une forte impression de froid, non pas que sa température soit plus basse que celle des corps environnants, mais uniquement parce qu'étant très-bon conducteur du calorique, il absorbe rapidement la chaleur de la main qu'il entoure de tous côtés. Quand le mercure est ramené à l'état solide par un froid de — 40°, l'effet qu'il produit sur la main est tel, qu'il semblerait qu'on tient un corps brûlant ; la peau est désorganisée. Dans les hivers rigoureux de la Sibérie, il est ordinairement solidifié. On peut l'avoir sous cette forme, en le plaçant au centre d'une masse d'acide carbonique solide ; il se congèle aussitôt ; il est alors, comme le plomb, tendre, facile à couper, malléable et sonore.

Le mercure n'éprouve qu'une très-légère altération de la part de l'air, à la température ordinaire. Il se ternit et donne naissance à une très-petite quantité d'oxyde qui forme, avec un excès de mercure qui s'y unit, cette poudre grisâtre qui s'attache au verre.

Lorsqu'on le triture pendant longtemps, lorsqu'on l'agite avec de l'air et de l'eau, ainsi que le faisait Boerhaave, en attachant, à l'aile d'un moulin, un flacon contenant une petite quantité de ce métal, il se réduit en une poussière noire, qu'on regardait autrefois comme du protoxyde, et qu'on appelait *éthiops per se*. On sait aujourd'hui que c'est du mercure simplement divisé, dont la couleur est due à la grande ténuité de ses particules. Il en est de même du mercure *éteint* par l'eau, les graisses, le miel, tous les corps visqueux, le soufre, le sable, le verre pilé, etc., corps qui n'ont d'autre action sur ce métal que de le diviser.

Ce n'est qu'à un degré de chaleur voisin de celui auquel il entre en ébullition, qu'il absorbe bien l'oxygène gazeux. Il se convertit alors en petites paillettes rouges, que les alchimistes nommaient *précipité per se*, *précipité rouge*, et qu'ils obtenaient dans l'*Enfer de Boyle*, c'est-à-dire en tenant le mercure plusieurs jours sur le feu dans un matras dont le col très-allongé ne donnait passage à l'air que par une ouverture capillaire. « Si la découverte de l'oxydation du mercure à l'air, dit Gay-Lussac, était encore à faire, elle ne serait probablement pas faite aujourd'hui. Les anciens avaient une qualité précieuse qui manque aux hommes de nos jours : cette qualité était la persévérance. » Cet oxyde rouge, bien connu de Geber, et nommé par les modernes *deutoxyde*, *bioxyde* ou *peroxyde de mercure*, *oxyde mercurique* ne peut résister à la chaleur rouge ; il abandonne son oxygène, et le mercure reprend l'état métallique. Il est légèrement soluble dans l'eau ; les médecins l'emploient souvent pour tuer la vermine ; il est la base des *pommades du Régent* et de *Desault*, du *baume de Saint-Yves*, si renommés pour le traitement des ophthalmies chroniques. C'est un poison violent à petites

doses. Valli lui a reconnu la propriété d'arrêter la fermentation du vin.

Ce bioxyde de mercure nous offre un nouvel exemple de polymorphisme. Ainsi, quand on le chauffe au-dessous de + 400°, température à laquelle il se décompose, il prend une couleur d'un brun violacé, et l'aspect cristallisé en petites aiguilles. L'agitation, au moyen d'une baguette de verre, suffit pour changer cette nuance brune en un rouge aurore fort beau, ton que l'on recherche dans ce produit. Enfin, lorsqu'au lieu de l'obtenir par l'oxydation directe du métal, on le précipite de ses dissolutions salines par la potasse ou la soude caustique, il est jaune et amorphe. Sous cette dernière forme, il parait avoir des affinités plus énergiques.

Quand on chauffe le mercure avec le soufre en vases clos, les deux corps se combinent et produisent une poudre noire violacée, connue autrefois sous le nom d'*éthiops minéral*, qui se sublime en petites aiguilles d'un rouge brun à la voûte des vases. C'est alors le *cinabre artificiel* ou *sulfure mercurique*, HgS, dont les Hollandais ont eu pendant longtemps le monopole de la fabrication, mais que les Parisiens préparent aujourd'hui en très-grande quantité. C'est Albert le Grand qui démontra le premier, par la synthèse, dans le cours du treizième siècle, que le *cinabre* naturel est un composé de soufre et de mercure, car il remarqua qu'en sublimant le mercure avec le soufre, on produit du *cinabre* sous forme d'une poudre rouge, brillante.

Le cinabre artificiel, broyé sous des meules avec de l'eau, passe à l'état d'une poudre rouge éclatante, qu'on désigne dans les arts sous le nom de *vermillon*. L'importation du vermillon de Hollande a cessé depuis que l'on prépare ce produit avec succès à Paris. On agit par la voie humide, en faisant chauffer à + 50 ou 55°, dans un vase de fer, 300 de mercure, 114 de soufre et 75 de potasse dissoute dans 450 d'eau. Après quelques heures d'ébullition la masse, d'abord noire, prend une teinte d'un brun rougeâtre, qui passe peu à peu au rouge de carmin.

Ce procédé a été donné par MM. Kirchoff, de Saint-Pétersbourg, et Brunner, de Berne. Il a été plus ou moins modifié par MM. Jacquelin et Werhle. Toutefois, G. Schulz indiquait déjà, en 1687, qu'il était possible d'obtenir le sulfure rouge de mercure en poudre fine par la voie humide.

On ne fabrique pas moins de 12,000 kil. par an de cinabre et de vermillon dans le département de la Seine; c'est une valeur de 1,080,000 fr. Mais on reçoit aussi, en France, du vermillon de Chine et d'Allemagne.

Voici les caractères essentiels des espèces commerciales.

I. *Vermillon de Chine.* — En poudre très-fine, d'une belle couleur rouge-cerise.

Il est très-pur, et c'est encore le plus beau et le plus estimé. Il est d'un prix bien plus élevé que les autres.

*Emballage.* — Arrive en caisses de 80 à 90 petits paquets carrés et ronds, dans des papiers noirs, lisses, qui pèsent, chacun, de 37gr,5 à 44 grammes.

II. *Vermillon d'Allemagne, d'Illyrie* ou *d'Empire.* — Poudre d'un rouge moins vif que celui de la Chine; sa nuance tire à l'orange.

*Emballage.* — Vient des mines d'Idria, en barils contenant deux poches de peau, du poids de 14 kilogrammes environ et scellées du cachet autrichien.

III. *Vermillon de France.* — Poudre d'une nuance rouge très-riche et plus éclatante que celle des deux précédents. Il est livré à divers degrés d'intensité de couleur et de finesse; une échelle de numéros et de marques sert à distinguer les qualités.

*Emballage.* — Est expédié en poches qui contiennent net 14 kilogrammes.

Il n'est pas rare de rencontrer, dans le commerce, des vermillons falsifiés avec des matières rouges, et même blanches, de moindre valeur, telles que : minium, sous-chrômate de plomb, réalgar, colcothar, brique, talc, sulfate de baryte, résine de sang-dragon. Le bon vermillon ne doit laisser aucun résidu quand on le chauffe au rouge dans une cuillère de fer; sa nuance ne doit pas changer par le contact de l'acide azotique; enfin il ne doit colorer aucunement l'esprit-de-vin qu'on fait bouillir sur lui.

Les peintres font un grand usage de cette couleur minérale; il est aussi le principe colorant des belles cires à cacheter. Les Grecs le connaissaient sous le nom de *miltos*, les Romains sous celui de *minium*, et l'employaient aux mêmes usages que le fard de nos dames. Les censeurs de Rome étaient, par leurs fonctions, obligés, les jours de fêtes, de faire peindre en vermillon la face de la statue de Jupiter, et les généraux romains auxquels on accordait les honneurs du triomphe ne manquaient pas de s'en frotter le corps. On l'employait aussi pour enluminer des caractères tracés sur de l'or ou sur du marbre, et jusqu'aux inscriptions des sépulcres, comme on le voit sur les cippes et sur beaucoup d'autres monuments parvenus jusqu'à nous.

Le mercure s'allie facilement avec un grand nombre de métaux, et leur fait partager sa liquidité. Comme il dissout très-rapidement l'or, l'argent et le cuivre, il faut avoir soin d'ôter de ses doigts les bagues, si l'on doit toucher au mercure; autrement elles sont bientôt blanchies et rongées, plus ou moins, par le contact du métal; elles deviennent d'ailleurs si cassantes, que le moindre choc suffit pour les briser (1).

(1) La propriété que le mercure possède de dissoudre la plupart des autres métaux était utilisée autrefois par les *souffleurs*, qui se faisaient donner de grosses

Lorsqu'on reçoit les vapeurs mercurielles sur une plaque de cuivre, ou lorsqu'on frotte un composé mercuriel quelconque sur un morceau de ce dernier métal, il est bientôt blanchi à sa surface par le mercure qui s'y combine; mais en chauffant le cuivre, la tache blanche disparaît, parce que le mercure reprend la forme gazeuse, et que son affinité pour le cuivre n'est pas assez forte pour s'opposer à sa volatilisation. C'est là une expérience que font très-souvent les chimistes, pour s'assurer si une substance contient du mercure.

C'est un amalgame d'étain qui sert à mettre les glaces au *tain*. On étend sur un plan horizontal une feuille d'étain très-mince. On la recouvre de mercure qui adhère, puis on glisse une glace de manière à couper en deux la couche du mercure, en ayant soin qu'il ne s'interpose, entre le verre et l'étain, aucune trace d'air ou d'humidité; on charge la glace de poids. L'amalgame s'attache ainsi aux parois de la glace, et lui communique la propriété de réfléchir les objets (1).

L'amalgame de bismuth sert à donner aux globes de verre une apparence métallique. Les amalgames d'or et d'argent servent à dorer et argenter les autres métaux. Depuis 1819, les dentistes emploient, sous les noms de *mastic de Bell*, *pâte d'argent de Taveau*, *mineral succedaneum*, l'amalgame d'argent pour plomber les dents cariées; en Angleterre, on fait servir au même usage l'amalgame de palladium, et, en Allemagne, l'amalgame de cuivre. C'est là une détestable invention, car, outre que ces amalgames perdent bientôt toute solidité, ils offrent encore le grave inconvénient, par la vaporisation du mercure qu'ils contiennent, de communiquer aux dents saines une teinte grisâtre, plombée, extrêmement désagréable, en déterminant de plus la salivation, l'inflammation des gencives, et même des accidents nerveux assez

---

sommes d'argent pour la découverte de la fameuse *pierre philosophale*, dont ils prétendaient posséder le secret. « Ces imposteurs, dit Shaw, ont coutume de feindre une circonstance où ils ont besoin d'employer du mercure dans leur procédé; mais ils y ont auparavant dissous ou fait dissoudre directement une certaine quantité d'or ou d'argent, qui ne s'évapore point, comme le mercure, à quelque degré de feu qu'on l'expose, et font croire ainsi aux spéculateurs crédules qu'ils n'emploient que les métaux les plus vils pour cette sublime opération; les exemples de cette supercherie ne sont que trop communs et font grand tort à l'alchimie. » (*Leçons de chimie de Shaw*, p. 116. — 1759.)

(1) Avant l'emploi de l'amalgame d'étain pour étamer les glaces, on recouvrait le verre d'une couche de plomb fondu. Les miroirs de verre ont été inventés à la fin du treizième siècle. Un franciscain anglais, Joh. Pekham, qui enseignait, vers 1280, la philosophie naturelle à Oxford, à Paris et à Rome, fait le premier mention de ces miroirs de verre. Raymond Lulle, Roger Bacon, et d'autres alchimistes de cette époque en parlent aussi en termes très-explicites. Avant cette belle découverte, on se mirait dans des plaques métalliques ou dans le cristal des fontaines.

intenses. L'or et l'étain devraient seuls être employés par les dentistes.

L'amalgame de cuivre fait avec le cuivre pur et très-divisé, tel qu'on l'obtient par réduction de l'oxyde au moyen de l'hydrogène, ou du sulfate de cuivre par des rognures de zinc, peut servir, quand il est ramolli par la chaleur, comme mastic et pour réunir des pièces métalliques dont la soudure au feu présenterait des inconvénients. Il adhère très-fortement aux corps après son durcissement, parce que ce changement n'est accompagné d'aucune diminution de volume. On ajoute à 70 parties de mercure 20,30 ou 36 parties de cuivre divisé, selon le degré de dureté qu'on veut donner à l'amalgame, qui en possède d'autant plus qu'il contient plus de cuivre.

Le mercure s'unit en deux proportions avec l'oxygène, mais son protoxyde, ou *oxyde mercureux*, ne peut prendre naissance et exister que sous l'influence des acides. Le peroxyde, ou *oxyde mercurique,* est le seul qui se forme par la combinaison directe du métal avec l'oxygène.

Ces deux oxydes ont les compositions suivantes :

| | Protoxyde. | Bi ou peroxyde. |
|---|---|---|
| Mercure............. | 96,15 | 92,59 |
| Oxygène............ | 3,85 | 7,41 |
| | 100,00 | 100,00 |
| Formules.......... | $Hg^2O$ | $HgO$. |

Quand on traite le mercure par l'acide sulfurique ou l'acide azotique, on peut, à volonté, produire l'un ou l'autre de ces oxydes. Ainsi, en employant de l'acide faible, un excès de métal, et agissant à une température peu élevée, il se forme toujours du sulfate ou de l'azotate de protoxyde. Le premier est en poudre blanche, peu soluble dans l'eau. Le second cristallise en petites aiguilles blanches, d'une saveur âcre et très-désagréable. Celui-ci, traité par l'eau chaude, se dédouble en azotate acide qui reste en dissolution, et en un azotate bibasique $= AzO^5,2Hg^2O + HO$, qui apparaît en une poudre d'un jaune brillant. C'est le *turbith nitreux* des anciennes pharmacopées.

Si l'on fait réagir l'acide sulfurique ou azotique sur le mercure à une température plus élevée, en opérant avec de l'acide concentré et en excès, c'est alors du sulfate ou de l'azotate de peroxyde qui se produit. Le premier est encore en poudre blanche très-peu soluble. Le second cristallise fort difficilement.

Le sulfate de peroxyde a un caractère spécial. Au contact de l'eau froide, et mieux de l'eau bouillante, il se convertit immédia-

tement en un sulfate acide qui se dissout, et en un sous-sulfate, $SO^3,3HgO$, insoluble, pourvu d'une couleur jaune, qui le fait ressembler à la résine du liseron nommé *turbith*. Ce sulfate trimercurique, signalé déjà par Basile Valentin, a joui plus tard d'une grande célébrité, grâce au charlatanisme de Crollius, qui fit un secret de sa préparation, et le préconisa sous les noms de *précipité jaune*, de *turbith minéral*, dans le traitement des maladies vénériennes rebelles.

Il est quelquefois employé par les peintres sous le nom de *jaune minéral*, mais la nuance jaune-citron qu'il fournit n'est pas susceptible d'une longue conservation; toutefois, mélangé avec d'autres couleurs, il donne, dans certains cas, des résultats très-satisfaisants. Ainsi, broyé avec du bleu de Prusse, il produit des verts magnifiques. Souvent, dans le commerce de la droguerie, on lui substitue du sous-sulfate de plomb, qu'on obtient en chauffant le sulfate neutre, provenant des fabriques d'indiennes, avec son poids de litharge; lorsque la matière est en fusion tranquille, on la coule sur une table de marbre, et on la pulvérise. On l'appelle *jaune-paille minéral*. C'est une couleur assez belle, très-solide, qui couvre bien; mais elle noircit par les émanations sulfureuses.

Les deux azotates de mercure ont des usages industriels. Ils servent pour le secrétage des poils de lièvre et de lapin destinés à la confection des chapeaux; leur solution est connue des ouvriers sous le nom d'*eau-forte des chapeliers*. Ils sont aussi très-employés pour la dorure des métaux, pour reconnaître la pureté des huiles d'olive, et pour préparer plusieurs médicaments caustiques. Ce sont de violents poisons, aux plus petites doses. Leur dissolution fait naître sur la peau des taches brunes, qui ne disparaissent que par la chute de l'épiderme.

Voici comment vous pourrez toujours, Messieurs, distinguer un sel mercureux d'un sel mercurique :

| | SEL MERCUREUX. | SEL MERCURIQUE. |
|---|---|---|
| Potasse ou soude. | Précipité noir......... | Précipité jaune orangé. |
| Ammoniaque.... | — noir......... | — blanc. |
| Chlore et acide chlorhydrique.. | — blanc, soluble dans un excès de chlore. | Point de précipité. |
| Iodure de potassium......... | Précipité jaune verdâtre, soluble dans un excès, mais avec dépôt de mercure métallique en poudre grisâtre.......... | Précipité rouge vermillon très-beau, soluble dans un excès; la liqueur reste transparente. |

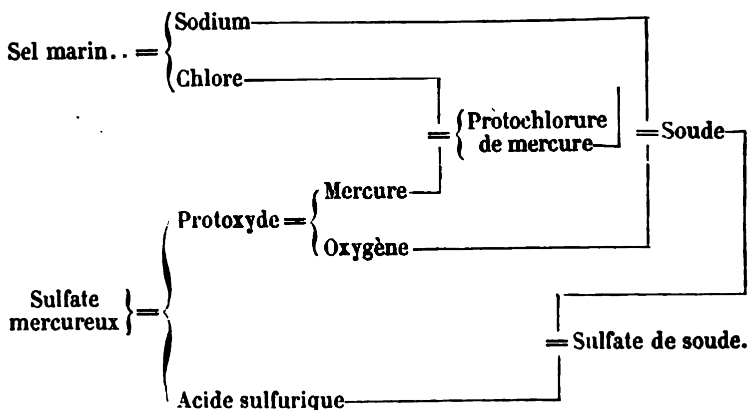
Ces deux sortes de sels, du reste, blanchissent les lames de cuivre qu'on plonge dans leur dissolution ou qu'on frotte avec leur poudre humectée.

Parmi les composés du mercure, les plus importants, sans contredit, et les plus anciennement connus, sont les deux chlorures dont la médecine tire un si grand parti.



*Fig.* 330.

Le *protochlorure* ou *chlorure mercureux*, que les alchimistes décorèrent d'une foule de noms plus ou moins ridicules, parmi lesquels on a encore conservé, pour l'usage vulgaire, ceux de *mercure doux* et de *calomélas*, est obtenu ordinairement par la calcination, dans un matras de verre placé au centre d'un bain de sable (*fig.* 330), d'un mélange de sel marin et de sulfate mercureux. Par suite de la double décomposition de ces deux substances, il se forme du sulfate de soude et du protochlorure de mercure, ainsi qu'on le voit par cette légende :






$$Hg^2O,SO^3 + NaCl = Hg^2Cl + NaO,SO^3.$$

Le protochlorure de mercure produit se sublime, à la voûte du matras, en belles aiguilles prismatiques, d'un blanc jaunâtre et très-brillantes, qui se couchent les unes contre les autres, et forment une masse compacte qui se moule sur les parois du matras.

Ce composé, insipide et tout à fait insoluble dans l'eau, offre ce fait curieux, que sa poudre est d'un jaune-citron, c'est-à-dire d'une couleur plus foncée que ses cristaux. C'est là une anomalie; car, en général, la division des corps apporte une diminution dans leur coloration. Et ce qui n'est pas moins singulier, c'est que lorsqu'on verse de l'acide chlorhydrique ou du chlore dans de l'azotate de protoxyde de mercure dissous, le précipité de chlorure mercureux qui se forme au sein du liquide est d'une blancheur éclatante. On le désignait autrefois sous le nom de *précipité blanc*. Il en est de même lorsqu'on fait arriver simultanément, dans le même espace, de la vapeur d'eau et du chlorure mercureux vaporisé; les vapeurs de ce dernier se déposent alors sous la forme d'une poudre fine et très-blanche, parce que la vapeur aqueuse qui s'est interposée entre elles met un obstacle mécanique à ce qu'elles puissent se réunir en une masse cohérente. Ainsi obtenu, le chlorure mercureux est très-employé aujourd'hui sous le nom de *mercure doux à la vapeur*. C'est un Anglais Josias Jewell qui a indiqué, en 1810, ce mode de division, singulièrement perfectionné en 1822 par M. O. Henry, et, en 1842, par Soubeiran.

Le protochlorure de mercure est tellement insoluble qu'un gramme d'acide chlorhydrique, étendu de 50 litres d'eau, détermine un précipité très-sensible dans une dissolution faible d'azotate de protoxyde de mercure. Mais le chlore le dissout, surtout quand il a été récemment précipité. Les chlorures de potassium et de sodium, le chlorhydrate d'ammoniaque le convertissent très-rapidement, en présence de l'eau et à une faible température, en mercure métallique très-divisé et en perchlorure de mercure soluble. Un effet de ce genre se produit dans l'estomac des malades qui prennent du chlorure mercureux, à cause du sel marin qui existe dans les liquides du tube digestif. M. Mialhe rapporte à cette transformation chimique du *mercure doux*, la plupart des propriétés médicales qu'il possède.

Les alchimistes, que leur imagination déréglée portait à accorder des vertus merveilleuses à la plupart des substances qu'ils préparaient, soumettaient le protochlorure de mercure à des sublimations sans nombre, croyant qu'à chaque sublimation il acquérait des propriétés de plus en plus puissantes. Après trois sublimations, ils le nommaient *aquila alba;* après six, *aquila mitigata* et après neuf, *panacée mercurielle*. Louis XIV acheta le procédé de ce dernier médicament, d'un nommé Labrune, pour le rendre public. Turquet de Mayerne, savant médecin chimiste du dix-septième siècle, illustré par les persécutions injustes de la Faculté de Paris qui sévissait alors contre les novateurs, a donné au chlorure mercureux, malgré sa blancheur, le nom de *calomélas* ou

*calomel*, qui signifie *bon noir* ou *joli noir*, en l'honneur d'un jeune nègre qui l'aidait dans ses opérations chimiques (1).

Lorsqu'on chauffe le sel marin avec du sulfate de peroxyde de mercure, dans un appareil semblable au précédent, ce n'est plus du protochlorure de mercure qu'on obtient, mais du *bi* ou *perchlorure de mercure* (chloride mercurique) :



$$HgO,SO^3 + NaCl = HgCl + NaO,SO^3.$$

Le *perchlorure de mercure* est un poison redoutable, dont la découverte se perd dans la nuit des temps, et auquel les alchimistes firent jouer un grand rôle dans leurs infructueuses recherches de la pierre philosophale. L'Arabe Geber, dès le neuvième siècle, en indiqua la préparation. Un franciscain auvergnat du quatorzième siècle, Jean de Roquetaillade, en parle sous le nom d'*esprit blanc de mercure*, et le distingue déjà du *mercure blanc* ou chlorure mercureux. Wallerius, au milieu du dix-huitième siècle, décrivait dix procédés différents pour l'obtenir. Jusqu'en 1793, les Hollandais conservèrent le monopole de sa fabrication. C'est Berthollet qui, le premier, parmi les modernes, a établi d'une manière précise les différences chimiques qui existent entre les deux chlorures du mercure.

Voici leur composition :

| | Protochlorure. | Perchlorure. |
|---|---|---|
| Mercure........... | 84,94 | 73,82 |
| Chlore............ | 15,06 | 26,18 |
| | 100,00 | 100,00 |
| Formules....... | $Hg^2Cl$ | HgCl. |

Bien différent du protochlorure, le perchlorure de mercure est très-soluble dans l'eau, et il cristallise en aiguilles fines et déliées d'une grande blancheur. Obtenu par sublimation, il s'offre sous la même forme ; il possède une saveur âpre et styptique très-désagréable. Quelques centigrammes de sa poudre, introduits dans l'estomac, suffisent pour occasionner de vives douleurs, des nausées, des vomissements; il corrode très-promptement les membranes avec lesquelles il est en contact, et détermine la mort, si son action n'est pas combattue par des moyens prompts et énergiques. C'est à cause de ces propriétés que les alchimistes le nommèrent *dragon* et *sublimé corrosif* (2).

(1) Plusieurs lexicographes, notamment Morin, Lunier, Boiste et N. Landais, trompés par l'étymologie et ignorant la circonstance que je viens de rapporter, ont avancé à tort que le *calomel* est une *substance noirâtre.*

(2) C'est après, ou plutôt avec l'acide arsénieux, le poison métallique le plus

Heureusement que la plupart des substances végétales et animales ont la propriété, en s'y combinant, de le rendre tout à fait insoluble dans l'eau. C'est surtout l'albumine ou blanc d'œuf qui produit le plus promptement cet effet; aussi est-elle le contre-poison le plus sûr et le plus efficace. Cette action de l'albumine sur le perchlorure de mercure est si prononcée, que cette matière, délayée dans de l'eau, permet de reconnaître dans les liquides les plus petites traces de ce composé, en y déterminant un nuage blanc ou un précipité floconneux, suivant les proportions du sublimé corrosif.

M. Mialhe a reconnu, en 1842, et Orfila a confirmé, en 1843, que le protosulfure de fer, récemment précipité et délayé dans l'eau, décompose instantanément le perchlorure de mercure et donne naissance à deux composés nouveaux qui n'exercent aucune action nuisible sur l'économie animale, à savoir : protochlorure de fer et bisulfure de mercure. En effet :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Protosulfure de fer...... | = | Fer............... | + | Soufre. |
| Perchlorure de mercure.. | = | Chlore............ | + | Mercure. |
| | | Protochlorure de fer | + | bisulfure de merc. |



$$FeS + HgCl = FeCl + HgS.$$

Cette propriété précieuse fait du protosulfure de fer hydraté un nouvel antidote très-efficace du sublimé corrosif ; mais il faut que, comme l'albumine, il soit administré en dose suffisante presque immédiatement après l'ingestion du poison. Le même sulfure peut servir également de contre-poison dans les empoisonnements par le plomb, le cuivre et l'arsenic.

Le perchlorure de mercure est un des antiseptiques les plus puissants ; il rend, sous ce rapport, de grands services aux médecins pour la conservation de leurs pièces d'anatomie, et aux naturalistes pour celle des objets d'histoire naturelle ; on l'emploie dans ce cas en solution dans l'eau ou l'alcool. Les substances organiques, plongées dans cette solution, s'y durcissent à tel point,

---

dangereux. Il a porté pendant un temps le nom de *poudre de succession*, à cause de l'infâme usage auquel on l'appliquait. C'était un des poisons de la Brinvilliers, et le principal parmi ceux que l'on trouva dans la fameuse cassette de son complice, Sainte-Croix, dont la justice s'empara. En 1613, ce fut par ce poison que le comte et la comtesse de Sommerset firent périr sir Thomas Overbury, enfermé dans la tour de Londres. Les meurtriers essayèrent successivement, sur la victime, l'eau-forte, l'arsenic, la poudre de diamant, la potasse caustique, de grandes araignées et des cantharides ; le sublimé corrosif, administré en lavement, amena la mort en moins de 24 heures. Il est probable que la trop célèbre empoisonneuse Locuste, qui préparait pour Néron des breuvages si subtils, connaissait et utilisait les propriétés terribles du sublimé corrosif.

qu'elles résonnent sous le marteau comme du bois; elles sont, dès lors, imputrescibles et inattaquables par les insectes et les agents atmosphériques.

De tous les composés du mercure, le perchlorure est le plus employé pour combattre et détruire le virus syphilitique et les maladies de la peau. On s'en sert sous toutes les formes, mais surtout en solution dans l'eau alcoolisée; ce qui constitue la *liqueur de Van Swieten.*

Dans les fabriques d'indiennes, il entre dans la composition de plusieurs mordants.

On peut le faire servir avec avantage à la destruction des punaises. Pour cela, on lave, à deux reprises différentes, les murs, les boiseries, le carreau des appartements infectés, avec une dissolution aqueuse de ce composé, faite dans les proportions de 16 gram. de sel pour 16 litres d'eau; on bouche les trous, jointures et fissures avec une pâte ou mastic fait avec de la colle de farine et de la craie, auxquels on associe 16 gram. de chloride de mercure par kilogram. du mélange; enfin, on fixe les papiers de tenture avec de la colle de pâte contenant la même quantité de sublimé. Ces moyens réussissent complétement. A Clermont-Ferrand, en Auvergne, on applique à cet usage le *sel alembroth,* qui n'est autre chose qu'un mélange à parties égales de perchlorure de mercure et de sel ammoniac, composé bien plus soluble que le chloride isolé. Les alchimistes attribuaient à ce chlorure double des propriétés merveilleuses : voilà pourquoi ils l'avaient nommé *sel de Vie, sel de Science, sel de la Sagesse.* C'est la solution de ce composé que M. Baldacconi a substituée récemment au sublimé pour la conservation des tissus animaux mous et gélatineux. Les objets imprégnés de cette liqueur acquièrent la consistance de la pierre, tout en conservant leur couleur naturelle.

---

## De l'Argent.

L'Argent, par sa belle couleur blanche, le vif éclat et le beau poli qu'il peut acquérir, son inaltérabilité au contact de l'air, sa malléabilité et sa ductilité, qui ne sont inférieures qu'à celles de l'or, est un des métaux les plus précieux et les plus utiles à l'homme. Sa découverte et son emploi remontent au berceau du monde.

Son nom actuel est dérivé d'un mot grec qui veut dire *blanc.* Les alchimistes lui donnèrent, en raison de sa blancheur et de son éclat, les noms de *Lune* et de *Diane*, et ils en vinrent à supposer des relations mystérieuses entre cet astre et le métal. Aussi, comme la tête chez l'homme avait, suivant ces rêveurs enthousiastes, des correspondances avec la lune, ils attribuèrent à l'argent des vertus spécifiques contre les maladies du cerveau. Mais

ce n'était pas assez : il pouvait encore, par son application, guérir la morsure du scorpion, et sa limaille avalée faisait disparaître immanquablement et les palpitations de cœur et la fétidité de l'haleine. Malheureusement pour l'humanité, ces admirables propriétés n'existèrent jamais, et le seul avantage de l'argent métallique, sous le rapport médical, c'est de pouvoir servir à récompenser les soins du médecin.

L'argent existe dans la nature sous un assez grand nombre de formes : sous celles de sulfures simple et double, de chlorure, de bromure, d'iodure, d'arséniure, d'alliages avec l'or, l'antimoine, le mercure, mais surtout à l'état natif. Parmi ces minerais, le sulfure d'argent est le plus abondant; viennent ensuite l'argent natif, le chlorure d'argent et l'alliage d'antimoine et d'argent.

Les mines d'argent les plus célèbres et les plus riches sont situées au Mexique, au Pérou, à Buenos-Ayres, au Chili, aux États-Unis, en Colombie. En Europe, il y en a aussi de fort importantes : en Hongrie, en Transylvanie, en Norwège, en Suède, en Saxe, dans le pays de Mansfeld, en Westphalie, etc. Dans presque toutes ces mines, formées principalement, en Europe, de sulfure d'argent, et, dans l'Amérique espagnole, de sulfure et de chlorure d'argent, ordinairement disséminés dans des argiles ferrugineuses, qu'on nomme *pacos* au Pérou et au Chili, et *colorados* au Mexique, l'argent se montre à l'état natif, tantôt en cristaux isolés ou réunis en forme de belles végétations, tantôt en filets, grains ou masses amorphes dont le volume varie singulièrement. On en cite du poids de 25 à 30 kil. et même de plusieurs myriagrammes. On a rencontré une masse d'argent natif, du poids de 10 myriagrammes, dans les filons de la mine de Kongsberg, en Norwége; et, en 1748, à Schneeberg, en Saxe, on en trouva une qui pesait plus de 1,000 myriagrammes. On dit qu'Albert de Saxe, étant descendu dans la mine, fit apporter son dîner sur ce bloc, et dit aux convives : « L'empereur Frédéric est sans doute un puissant seigneur; mais convenez que ma table vaut mieux que la sienne. »

L'argent natif est rarement pur; il renferme presque toujours de l'or, du cuivre, du fer, de l'arsenic et quelquefois du plomb. Toutefois, c'est encore, parmi les métaux natifs, celui qui est le plus pur.

On extrait principalement l'argent de son sulfure, AgS, désigné par les minéralogistes sous les noms d'*argyrose*, d'*argent vitreux*, mais on exploite aussi, comme mines d'argent, certains minerais qui renferment accidentellement ce composé; tels sont les sulfures de plomb argentifères, assez abondamment répandus dans toute l'Europe (Souabe, Hartz, Silésie, Savoie, monts Altaï; mines de Poullaouen et Huelgoat, en Bretagne; de Vialas et Villefort, dans la Lozère; de Pont-Gibaud, en Auvergne; d'Allemont, dans l'Isère; et les sulfures de cuivre argentifères, plus connus sous le nom de *cuivre gris* (Kolyvan, dans les monts Altaï; quelques mines de Silésie; Bockstein, dans le Salzbourg; Zell, en Tyrol (1); Guadalcanal, en Espagne; Baygorry, dans les Basses-Pyrénées), etc.

---

(1) Les plus anciennes mines du Tyrol sont celles de la grande bourgade de

Dans le traitement du sulfure et du chlorure d'argent, l'argent est le but principal de l'exploitation; dans celui des autres minerais, il n'est qu'accessoire, et n'est même retiré qu'autant qu'il peut couvrir au moins les frais que l'opération exige.

Les procédés que l'on suit pour extraire l'argent varient singulièrement, en raison de la nature des mines, de leur richesse et des lieux où elles se trouvent. Cependant, en dernier résultat, ces procédés consistent presque tous à ramener l'argent à l'état métallique, lorsqu'il n'y est pas, et à en former, avec un métal convenable, un alliage fusible qui puisse, en raison de sa densité, se séparer des gangues qui accompagnent l'argent.

Tantôt, comme dans l'Amérique espagnole et à Freyberg, en Saxe, on emploie le mercure. Tantôt, comme à Kongsberg, en Norwége et dans d'autres localités d'Europe, on fait usage du plomb.

Le premier mode est désigné sous le nom de *procédé d'amalgamation*; c'est le seul qui convienne, malgré le haut prix du mercure, pour l'exploitation des minerais pauvres. Il a été inventé au Mexique, en 1557, par un mineur de Pacucha, nommé Bartholomée de Médina, et introduit au Pérou, en 1571, par Fernandez de Velasco. Ce n'est qu'en 1786 qu'il a été importé en Europe par le baron de Born, qui monta la première exploitation de ce genre en Hongrie. Un an après, Gallert et Charpentier fondèrent, sur les mêmes principes, l'usine d'amalgamation de Halsbrück, près de Freyberg. Ce bel établissement, terminé en 1790, fut complétement incendié en 1792. Mais il fut bientôt reconstruit, avec des modifications avantageuses; la méthode qu'on y suit est plus prompte et plus économique que celle de l'Amérique.

Le second mode est appelé *procédé par imbibition* ou *par fondage*; il est pratiqué depuis beaucoup plus de temps que le précédent, et c'est lui qui fut employé tout d'abord quand on commença l'exploitation des mines d'argent, car lorsque celles-ci sont riches et contiennent surtout de l'argent natif en grande proportion, il est très-simple d'exécution. Le passage suivant que j'emprunte à de Humboldt va vous montrer ce qu'étaient les premières exploitations de l'Amérique, et combien est aisée l'extraction de l'argent des minerais riches.

« Depuis 1545 jusqu'en 1571, les minerais d'argent ne furent traités, à Potosi (1), que par fondage. Les *conquistadores* (les conquérants espagnols), ayant uniquement des connaissances militaires, ne savaient pas diriger des procédés métallurgiques. Ils ne réussirent point à fondre le minerai

---

Gassenssass, au pied méridional du Brenner. L'exploitation de ces mines remonte au temps des Romains, qui battaient monnaie à Vipiteno (Sterzing), avec les métaux qu'on en extrayait.

(1) « La montagne de Potosi, dit Ulloa, ressemble, dans son intérieur, à une ruche à miel, moins sa régularité, à cause du grand nombre de percements, de galeries, de fouilles qu'on y remarque. S'il était donc possible de bien enlever tout d'un coup la croûte qui la recouvre, on y apercevrait un nombre infini de routes souterraines percées sans suite et comme au hasard, selon la direction des veines métalliques. » (*Mémoires concernant la découverte de l'Amérique*, par don Ulloa. Paris, 1787.) — On raconte qu'un Indien nommé Gualpa, courant un jour dans les montagnes à la poursuite d'un gibier, arracha, en voulant se soutenir, un arbrisseau dont les racines étaient recouvertes d'un minerai brillant qui fut re-

au moyen de soufflets; ils adoptèrent la méthode bizarre que les indigènes employaient dans les mines voisines de Porco, qui avaient été travaillées au profit de l'Inca, longtemps avant la conquête. On établit sur les montagnes, qui environnent la ville de Potosi, partout où le vent soufflait impétueusement, des fourneaux portatifs appelés *huayres*. Ces fourneaux étaient des tuyaux cylindriques d'argile, très-larges et percés d'un grand nombre de trous. Les Indiens y jetaient, couche par couche, du minerai d'argent, de la galène et du charbon; le courant d'air qui pénétrait par les trous, vivifiait la flamme et lui donnait une grande intensité. Les premiers voyageurs qui ont visité les Cordillères, parlent tous avec enthousiasme de l'impression que leur avait laissée la vue de plus de 6,000 feux, qui éclairaient la cime des montagnes autour de la ville de Potosi. Les masses argentifères obtenues, étaient refondues dans les cabanes des Indiens, en se servant de l'ancien procédé, qui consiste à faire souffler le feu par 10 ou 12 personnes à la fois, à travers des tuyaux en cuivre, de 1 ou 2 mètres de long, percés, à leur extrémité inférieure, d'un très-petit trou. »

Lorsque les minerais sont très-pauvres, le procédé par fusion est assez pénible et long, mais je ne m'y arrêterai pas. Je vais seulement vous indiquer comment on opère dans les trois localités les plus productives.

1. *Procédé de Freyberg par amalgamation.* — Le minerai exploité est un sulfure d'argent, disséminé dans une grande quantité de pyrites de fer et de cuivre; il contient à peine 0,0025 d'argent.

Après le bocardage, on le mêle intimement avec 0,1 de sel marin et on le grille dans un fourneau à réverbère, en le remuant fréquemment. Il se forme de la sorte des chlorures d'argent, de fer et de cuivre, des sulfates de soude, de fer, de cuivre, de chaux, de magnésie, de plomb, de l'oxyde de fer, et il se dégage de l'acide sulfureux, de l'acide arsénieux, etc.

Le produit de la calcination est réduit en poudre fine sous des meules, puis introduit dans des tonneaux soutenus horizontalement sur des tourillons et qu'une roue hydraulique peut mettre en mouvement. Sur 100 p. de farine métallique, on en ajoute 30 d'eau et 5 à 6 de fer forgé en petites plaques. On fait tourner les tonneaux pendant une heure. Alors le fer métallique ramène à l'état de protochlorure le perchlorure de fer qui s'était formé pendant le grillage.

Ceci fait, on verse dans chaque tonneau 50 p. 100 de mercure, et on les remet en mouvement pendant 16 à 18 heures. Dans cette nouvelle phase de l'opération, le chlorure d'argent se dissout dans le liquide à la faveur du sel marin, mais il est attaqué au fur et à mesure par le fer en plaques, ce qui produit du protochlorure de fer soluble et de l'argent métallique très-divisé dont le mercure s'empare. Celui-ci dissout en même temps le cuivre et le plomb qui proviennent de la réduction des chlorures et des sulfates par le fer.

L'amalgame d'argent impur, étant liquide par suite de l'abondance du mercure, se rassemble aisément et peut être isolé des parties terreuses

---

connu être de l'argent. Après quelques contestations entre Gualpa, un autre Indien et un Espagnol nommé Villaréal, les mines de Potosi furent déclarées ouvertes le 21 avril 1545.

au moyen de lavages convenables. On le passe ensuite à travers des sacs de toile, qui laissent filtrer le mercure en excès. L'amalgame solide qui reste dans les sacs se compose d'environ 82 p. 100 de mercure et 18 p. 100 d'argent allié aux métaux étrangers.

Pour obtenir l'argent, il ne reste plus qu'à soumettre cet amalgame à la distillation. L'appareil dont on se sert pour cela (*fig.* 331) consiste en

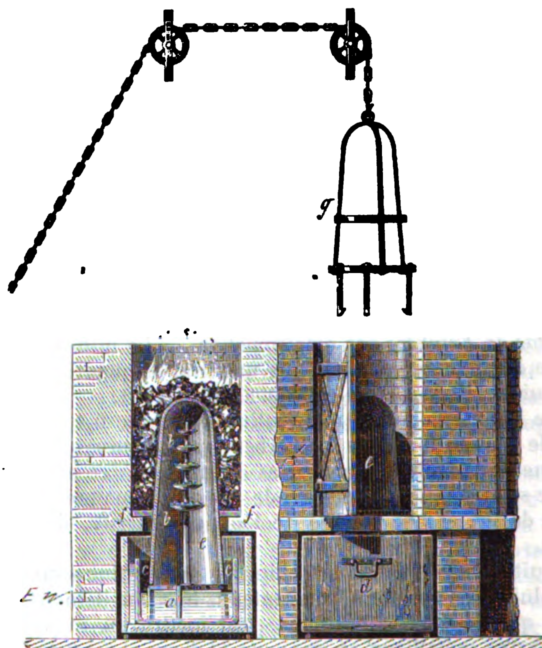



*Fig.* 331.

une espèce de trépied *a*, qui supporte une tige sur laquelle sont enfilées, à différentes hauteurs, 5 à 6 coupes en fer forgé *b*, dont les diamètres vont toujours en diminuant; c'est dans ces coupes qu'on place des boules d'amalgame autant qu'elles en peuvent contenir; la charge est habituellement de 5 quintaux. Ce trépied est au centre d'une cuvette en fonte *c* qu'entoure une forte caisse en bois *d* dans laquelle un courant d'eau froide est entretenu.

Le trépied étant garni, on abaisse, au moyen d'une chaîne *g*, une grande cloche conique en fonte *e*, qui le recouvre entièrement et qui plonge dans la cuvette; elle traverse un disque de fonte perforé dans son milieu *ff*, qui forme le foyer du fourneau. C'est, en effet, sur ce disque, et autour de la partie moyenne et supérieure de la cloche, qu'on fait un feu de tourbe de manière à porter celle-ci au rouge; le mercure de l'amalgame se réduit alors en vapeurs et va se condenser dans la partie basse

et refroidie de la cuvette. Vers la fin de la distillation, qui dure de 7 à 8 heures, on donne un violent coup de feu avec du charbon.

L'argent reste sur les plateaux sous la forme de grappes poreuses; il retient environ 28 p. 100 de cuivre et 3 p. 100 de plomb, nickel, arsenic, antimoine et mercure. On le purifie par trois fontes successives au contact de l'air, ce qui oxyde et scorifie les métaux étrangers. On l'amène ainsi à ne plus contenir que 25 p. 100 de cuivre; il est alors, comme on dit, au titre de 750 millièmes. C'est dans cet état qu'on le livre aux hôtels de monnaies.

2. *Méthode américaine d'amalgamation*. — Les minerais exploités par cette méthode, au Mexique, au Pérou, au Chili, sont encore plus pauvres que ceux de Freyberg. Ce sont des pyrites dans lesquelles sont disséminés, en particules invisibles à l'œil nu, du sulfure d'argent, de l'argent natif, du chlorure d'argent, de l'*argent rouge* (double sulfure d'argent et d'antimoine), de l'*argent antimonial* (alliage d'argent et d'antimoine), du sulfure d'arsenic, de l'oxyde de fer, de la silice et du carbonate de chaux.

Ce mélange si complexe, après avoir été bocardé, est réduit en poudre impalpable dans des moulins nommés *arrastres*, avec le concours de l'eau. Ces moulins consistent en des bassins de pierre dure dans lesquels tournent quatre meules verticales également en pierre dure, mises en mouvement par des mulets.

Les boues qui sortent des moulins sont reçues dans de grandes fosses, d'où, après avoir pris une certaine consistance, elles sont portées dans une cour ou *patio* pavée avec des dalles légèrement inclinées. Là on en fait d'abord des tas ou *tartal* de 800 à 1,200 quintaux; on saupoudre leur surface de sel marin, dans la proportion de 2 à 3 p. 100, et le tout est piétiné par des mules qu'on fait courir en cercle pendant six à huit heures, afin d'opérer un mélange complet. Vingt-quatre heures après, on y incorpore, par le même moyen, 1/2 à 1 p. 100 d'une poudre, nommée *magistral*, qui n'est autre chose que de la pyrite de cuivre grillée à l'air, et consistant par conséquent en un mélange de peroxyde de fer, de sulfate de fer et de sulfate de cuivre, celui-ci dans la proportion de 10 p. 100 environ. On introduit ensuite le mercure, dont la dose varie avec la richesse du minerai en argent, et on fait travailler les mules.

Le jour suivant, si le mercure, extrait par le lavage d'une petite portion du mélange, offre une surface grisâtre et reste réuni en un seul globule, on en conclut que l'opération marche bien; si, au contraire, le métal est très-divisé et d'une couleur foncée, c'est une preuve qu'on a mis trop de magistral, et, dans ce cas, on ajoute de la chaux vive; enfin si le mercure a conservé sa liquidité, c'est qu'on n'a pas employé assez de magistral, et on en ajoute.

Au bout de quinze jours environ, le mercure a dissous assez d'argent pour constituer une masse presque solide, brillante. On fait une seconde addition de mercure qu'on incorpore de la même manière, puis, quinze jours après, une troisième et dernière addition. On emploie, en général, pour toute l'opération 6 à 8 parties de mercure pour 1 partie d'argent à extraire.

Lorsque l'amalgamation est terminée, ce qui n'a lieu qu'au bout de plusieurs mois, et ce que l'on reconnaît à des caractères extérieurs, on lave toutes les boues à grande eau. Les matières salines et terreuses sont

entraînées; l'amalgame seul reste au fond des vases où s'effectue le lavage; on en retire l'argent à peu près comme à Freyberg.

Dans ce procédé, où tant de matériaux sont accumulés, il doit nécessairement se passer un grand nombre de phénomènes intéressants; je ne chercherai pas à vous les faire connaître tous; je me bornerai à ce qu'il vous importe surtout de savoir, et pour cela j'aurai recours aux travaux de M. Boussingault, qui nous ont donné la clef des réactions principales de cette curieuse opération.

Les quatre matières premières dont nous avons à tenir compte sont : le sel marin, le sulfate de cuivre, le mercure et le minerai représentant surtout du sulfure d'argent. Voici la succession des phénomènes qui s'accomplissent.

Le sulfate de cuivre et le sel marin donnent d'abord, par une double décomposition, du sulfate de soude et du bichlorure de cuivre :



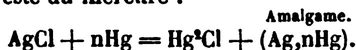
$$CuO,SO^3 + NaCl = NaO,SO^3 + CuCl.$$

Le bichlorure de cuivre produit réagit à son tour sur le sulfure d'argent, et donne naissance à du chlorure d'argent et à du sulfure de cuivre :



$$CuCl + AgS = AgCl + CuS.$$

Le chlorure d'argent se dissout à mesure qu'il se forme dans le sel marin en excès, et alors il est attaqué par le mercure; il se forme par suite du protochlorure de mercure et de l'argent métallique; ce dernier s'amalgame avec le reste du mercure :



$$AgCl + nHg = Hg^2Cl + \underset{\text{Amalgame.}}{(Ag,nHg)}.$$

C'est parce qu'une partie du mercure employé passe ainsi à l'état de protochlorure, que dans la méthode américaine, il y a une perte si considérable de mercure; perte que de Humboldt estimait, au commencement du siècle, à 25,000 quintaux de mercure par année (1).

3. *Procédé suivi à Kongsberg.* — Dans cette localité, qui possède la mine

(1) Au Pérou et dans la plupart des districts métallifères de l'Amérique espagnole, les ouvriers qui travaillent dans les mines ne reçoivent pas un salaire fixe; seulement il leur est permis d'emporter, à la fin de leurs douze heures de travail, un *capacho* rempli du minerai qui est amoncelé devant la porte de la mine (à peu près 15 kilogrammes de déblais). Ce mode de paiement donne lieu à un mode d'échange dont on ne trouve d'exemple nulle part. L'Indien ou le métis, à la fin de sa journée, apporte au cabaret son tablier tout rempli de pierres. Là, il boit de l'eau-de-vie, de la *chica*, mange un *chupé*, mâche de la *coca*, fume son cigare, et il paie en morceaux de pierres. Il en est de même pour tout ce dont il a besoin, habillement, chauffage, etc. Chaque marchand ou marchande est donc tenu de faire entrer dans les nécessités de son état la connaissance des minerais d'argent, étude longue et qui demande un coup d'œil éprouvé; car bien souvent, au premier aspect, rien ne distingue la pierre, plus ou moins riche en argent, de celle même qui n'en contient pas. Rien n'est plus ordinaire que de voir une marchande de poissons, assise sur la porte de sa boutique, et tout en surveillant le débit de sa marchandise, concasser du minerai, le réduire en poudre, puis le pétrir avec du mercure, le laver, le brûler, enfin le mettre à l'état de lingot. (Comte de Sartiges, *Relation d'un voyage dans l'Amérique du Sud, en* 1834.)

d'argent natif la plus riche de l'Europe, après avoir bocardé et lavé le minerai pour le séparer de sa gangue, on le fait fondre avec partie égale de plomb ; il en résulte un alliage qui contient de 30 à 35 p. 100 d'argent. Cet alliage reçoit le nom de *plomb d'œuvre*. On le soumet alors à l'opération de la coupellation, qui sépare le plomb sous forme de litharge, et laisse l'argent pur.

4. *Affinage par cristallisation.* Un très-ingénieux procédé a été imaginé, dans ces dernières années, par un ingénieur anglais, M. Pattinson, pour extraire l'argent du *plomb d'œuvre* trop pauvre pour subir économiquement l'opération de la coupellation. Il repose sur ce fait, anciennement connu, que le plomb argentifère, étant fondu et soumis à un certain refroidissement, se partage en deux parties : en plomb presque pur qui cristallise et se dépose au fond du bain, et en un alliage liquide, beaucoup plus riche en argent que l'alliage primitif.

Si donc on fait fondre du plomb d'œuvre dans une chaudière, qu'on l'agite sans cesse avec un râble de fer pendant qu'il se refroidit, et qu'on enlève avec une écumoire les cristaux imparfaits de plomb à mesure qu'ils se forment, il reste un métal liquide contenant d'autant plus d'argent qu'on a extrait une plus grande quantité de cristaux.

Ceux-ci, étant, à leur tour, soumis à une nouvelle opération, éprouvent encore un partage, d'où résultent du plomb plus pauvre qui cristallise, et une petite quantité d'alliage liquide plus riche en argent.

En continuant de soumettre à un nouvel affinage les cristaux de l'opération précédente, l'on arrive, en définitive, à concentrer l'argent

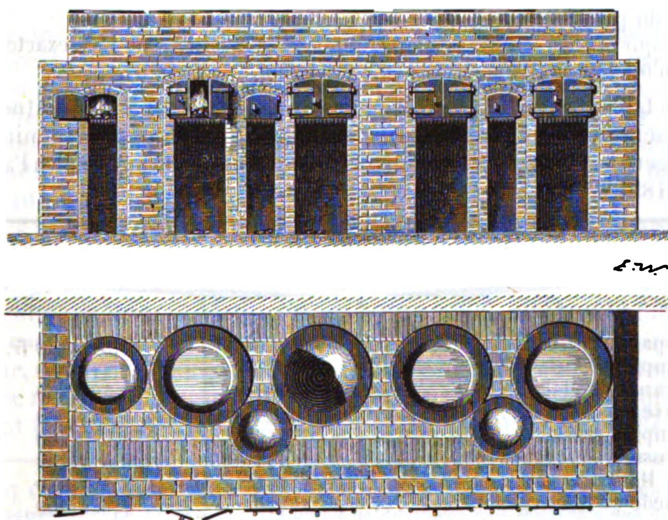


*Fig.* 332.

dans une très-petite quantité de plomb d'œuvre, qui est alors assez riche pour passer à la coupelle.

Ce procédé, d'abord pratiqué dans le Derbyshire en Angleterre, est actuellement en usage dans presque tous les pays où l'on traite les minerais de plomb et d'argent, qui ne contiennent toutefois ni zinc, ni fer, ni antimoine.

Voici la disposition des fourneaux d'affinage (*fig.* 332). Chaque massif de maçonnerie comprend 7 chaudières en tôle, 4 grandes et 3 petites, placées au-dessus de 5 fourneaux à grilles. Les grandes chaudières ont de 1 mètre à 1 mètre 20 de diamètre, sur une profondeur de 65 centimètres ; elles ont la forme indiquée par la figure 333. Leur partie inférieure se termine par un conduit qui sert à l'écoulement de l'alliage liquide dans des lingotières.

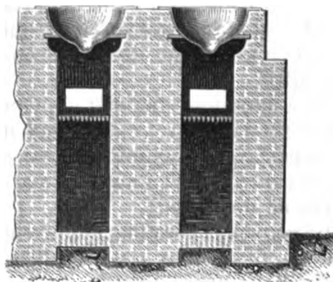


*Fig.* 333.

En commençant les opérations avec 1,000 quintaux de plomb pauvre ne contenant que 13 kilog. d'argent, on obtient, après trois cristallisations successives :

814 quintaux de plomb pauvre ne renfermant plus que 960 gr. d'argent;

28 $\frac{1}{2}$ quintaux de plomb encore plus pauvre, ne contenant que 370 gr. d'argent;

Enfin 155 $\frac{1}{2}$ quintaux de plomb riche tenant 11$^{k}$,660 d'argent, c'est-à-dire les 9/10$^{es}$ de l'argent qui était d'abord disséminé dans les 1,000 quintaux du plomb primitif.

Ce qui précède suffit, je pense, pour vous donner une idée exacte de ce qu'on appelle l'*affinage par cristallisation.*

Le tableau suivant, dont j'emprunte les éléments à M. Whitney, donnera une idée de la répartition et de la production des mines d'argent exploitées actuellement. Les chiffres se rapportent à l'année 1854 :

ANCIEN MONDE.

| | quint. métr. | valeur. |
|---|---|---|
| Espagne | 466 | 10,500,000 fr. |
| Empire d'Autriche | 335 | 7,416,000 |
| Grande-Bretagne | 261 | 5,768,000 |
| Saxe | 223 | 4,944,000 |
| Empire russe | 216 | 4,779,200 |
| Prusse | 111 | 2,472,000 |
| Le Harz | 111 | 2,472,000 |
| Suède et Norwége | 76 | 1,689,200 |
| France | 18 | 412,000 |
| Petits États d'Allemagne | 11 | 247,200 |
| | 1,828 | 40,699,600 |

NOUVEAU MONDE.

| | quint. métr. | valeur. |
| --- | --- | --- |
| Mexique | 6,531 | 144,200,000 fr. |
| Pérou | 1,119 | 24,720,000 |
| Chili | 933 | 20,600,000 |
| Bolivie | 485 | 10,712,000 |
| États-Unis | 82 | 1,812,800 |
| Équateur, Nouvelle-Grenade | 48 | 1,071,200 |
| Australie, Océanie | 29 | 659,200 |
| Brésil | 2 | 57,680 |
| | 9,229 | 203,832,880 |

En tout, 11,057 quintaux, représentant une valeur de 244,532,480 francs. En 1852, Léon Faucher évaluait la production annuelle à 230 millions.

En France, les seules usines où l'on s'occupe de l'extraction de l'argent sont celles de Poullaouen, de Vialas, de Pont-Gibaud, de Caroute (Bouches-du-Rhône). Elles ont produit, en 1852, d'après les relevés officiels de la direction des mines, 6,286 kil. d'argent fin, représentant une valeur de 1,354,012 fr.

Vous connaissez tous, Messieurs, les propriétés physiques de l'argent, puisqu'à chaque instant vous en avez entre les mains ; aussi n'en ferai-je pas l'énumération. Je dirai seulement que, très-malléable et très-ductile, on le réduit en feuilles si minces, que 8,000 de ces feuilles superposées ne font pas l'épaisseur de 2 millimètres 1/2, et qu'un gramme peut être tiré en un fil de 2,540 à 2,550 mètres de longueur (1).

Ce n'est pas avec le laminoir qu'on obtient ces feuilles si légères que le moindre souffle enlève dans les airs. C'est au moyen du battage sur une enclume. Mais comme l'action directe du marteau déchirerait l'argent, déjà suffisamment aminci, on place le métal, amené d'abord à l'état d'une lame de 5 à 6 millimètres d'épaisseur, entre des feuilles de vélin et de parchemin, que l'on frappe avec un lourd marteau à large panne. On coupe les feuilles qui se sont étendues, on les réunit dans un cahier formé de feuilles de

(1) Comme l'argent doit être au titre légal, ce métal ne peut être filé que dans quelques villes de France, dont les hôtels de monnaies sont pourvus d'une *argue*. On nomme ainsi un fort cabestan qui sert à passer le lingot d'argent dans diverses grosses filières décroissantes, jusqu'à ce qu'on l'ait réduit au calibre d'un tuyau de plume. On s'assure d'abord si le lingot est au titre, on le contrôle et on perçoit le droit ; après quoi on le passe à l'*argue*. Quand le fil est réduit à la grosseur suffisante, le fabricant l'emporte à sa propre tréfilerie.

baudruche, et on continue la percussion jusqu'à ce qu'elles soient arrivées au degré d'amincissement voulu.

L'argent, dans son état de pureté absolue, est plus dur que l'or, mais moins que le cuivre; aussi, pour que les monnaies, les bijoux, les ustensiles, les vases que l'on confectionne avec ce métal, puissent conserver leurs formes et résister plus longtemps à l'usure, on est obligé de lui allier une certaine quantité de cuivre. Voici dans quelles proportions on unit les deux métaux :

| | ARGENT. | CUIVRE. |
|---|---|---|
| Monnaie d'argent de France........ | 900 | 100 |
| Médailles.......................... | 950 | 50 |
| Vaisselle et argenterie............. | 950 | 50 |
| Bijoux............................ | 800 | 200 |
| Soudure pour les objets en argent... | 670 à 880 | 330 à 120 |

La quantité d'argent qui se trouve dans chacun de ces alliages constitue ce qu'on appelle le *titre* de l'argent. Ce titre est fixé par la loi du 19 brumaire an VI (9 novembre 1797). On dit de ces alliages qu'ils sont à un titre d'autant plus élevé, qu'ils renferment plus d'argent. Ainsi, un lingot qui, sur 1,000 parties, contient 800 d'argent, est au *titre* de 800/1000. Vous voyez, d'après cela, que notre monnaie d'argent est au titre de 900/1000, tandis que l'alliage pour les bijoux est au titre de 800/1000. Mais comme il serait difficile d'obtenir toujours rigoureusement ces titres par la fusion directe des deux métaux, la loi accorde une *tolérance* au-dessus et au-dessous du titre légal.

Cette tolérance est de 2/1000 au-dessus et au-dessous pour la monnaie et les médailles, et de 5/1000 au-dessous pour la vaisselle, l'argenterie et la bijouterie. On n'a pas fixé de tolérance au-dessus pour ces derniers alliages, parce que les orfèvres et les bijoutiers ont intérêt à ne pas dépasser le titre légal (1).

(1) Quelles que soient les variations qu'ils lui aient fait subir, tous les peuples ont eu recours à la monnaie pour la commodité de leurs échanges. Les Lacédémoniens, les Clazoméniens, les Byzantins, les anciens habitants de la Grande-Bretagne, avaient des monnaies de fer ; les Romains des premiers temps de la république, de la monnaie de cuivre, et Denys, tyran de Syracuse, fit battre de la monnaie d'étain. On a vu employer, à cet usage, dans diverses contrées, des coquilles, des clous, des grains de cacao, des morceaux de cuir ; mais, dès la plus haute antiquité, l'or et l'argent ont joui du privilége presque exclusif de servir de matière première aux monnaies. Hérodote attribue la fabrication des pièces métalliques portant des empreintes ou signes convenus, et représentant une valeur déterminée, aux Lydiens, sans préciser aucune époque. Mais comme les plus anciennes pièces monnayées portaient des figures d'animaux, particulièrement de vache et de taureau (divinités égyptiennes), il est plus rationnel d'en attribuer la découverte et l'usage aux Égyptiens. Le caractère inaltérable et homogène de l'or et de l'argent, leur divisibilité extrême, leur pureté native

Les alliages d'argent et de cuivre sont blancs, même lorsqu'ils renferment la moitié de leur poids de cuivre ; mais leur couleur n'est jamais aussi belle que celle de l'argent pur. Pour donner aux objets fabriqués avec ces alliages la même blancheur et le même éclat que s'ils étaient faits en argent pur, on enlève le cuivre qui se trouve dans la partie superficielle, et l'on polit ensuite. Pour opérer cette séparation, on chauffe au rouge pendant quelques instants la pièce qu'on veut blanchir, et on la plonge, encore chaude, dans de l'acide sulfurique étendu d'eau, ou dans de l'acide azotique tellement faible, qu'il n'ait pas plus d'acidité que le jus de citron; cet acide dissout l'oxyde de cuivre qui s'est formé par le grillage, et la pièce se trouve, après ce traitement, recouverte d'une pellicule d'argent à peu près pure et mate.

Pour garantir au public les quantités de métal pur et d'alliage contenues dans tous les objets de commerce, bijoux, lingots, pièces d'orfévrerie, etc., chaque pièce d'argenterie porte un *contrôle* posé par l'administration, après vérification faite du titre. Lorsqu'une pièce fabriquée par un orfévre est au-dessous du titre légal, on la brise pour empêcher sa mise en circulation.

La détermination du *titre* de l'argent est effectuée, dans les bureaux de garantie, au moyen de l'opération si ingénieuse de la *coupellation*.

---

égale en tous lieux, leur résistance au frottement, moyennant quelques particules d'alliage, peut-être aussi leur beauté naturelle, expliquent suffisamment le suffrage universel qu'ils ont obtenu dans tous les temps et dans tous les pays. Aussi, dès qu'on parle généralement de monnaie, il est convenu que c'est de la monnaie d'or et d'argent.

Sous la première race de nos rois, on moula les monnaies ou on les frappa avec des coins gravés au touret. A dater du siècle de Charlemagne, les coins furent gravés au burin, comme ils l'étaient à Constantinople depuis le fondateur de cette ville, et les monnaies eurent aussi fort peu d'épaisseur. Les expéditions de Louis XII en Italie firent connaître aux Français les procédés des arts de la gravure et du monnayage que les artistes grecs, fuyant le joug des Ottomans, avaient apportés en Italie; ce roi les employa pour des monnaies d'argent sur lesquelles il fit graver son portrait ou sa tête, d'où leur vint le nom de *testons*, du mot italien *testone*, grosse tête. François Ier plaça le sien sur les monnaies d'or. Le règne de Henri II est celui qui apporta à la fabrication des monnaies les plus heureux changements. C'est de cette époque qu'on grave le *millésime* (l'année courante) et le *quantième* des rois qui portent le même nom. C'est au commencement du règne de Louis XIV que Nicolas Briot inventa le balancier qui marque du même coup les deux faces des pièces de monnaie, et, en 1685, Custaing imagina la machine qui sert à marquer la tranche. Dans les premières années du dix-neuvième siècle, Gengembre a fait faire d'immenses progrès à l'art monétaire, en simplifiant les anciennes machines, et en en créant de nouvelles. Mais la découverte capitale, celle qui devait faire abolir les balanciers et substituer la force de la vapeur à celle des hommes, fut l'invention de la presse monétaire construite, en 1817, par Diedrich Uhlhorn de Grevenbroch, près de Cologne. C'est cette machine, perfectionnée par M. Thonnellier, qui fonctionne, depuis 1846, à l'hôtel des Monnaies de Paris.

Cette opération repose sur la propriété que présentent les *coupelles* en phosphate de chaux de laisser écouler les oxydes fondus, comme un tamis très-serré, et d'être imperméables aux métaux, de sorte que ceux-ci restent à leur surface, tandis que les premiers passent à travers leurs parois. On ajoute à l'alliage qu'on veut *titrer* une certaine quantité de plomb pur, pour que l'oxyde de plomb qui se forme pendant la chauffe puisse dissoudre l'oxyde de cuivre, et l'entraîner avec lui à travers les pores de la coupelle. La proportion de plomb à employer pour produire cet effet varie avec la nature de l'alliage, comme vous allez voir.

Par chaque gramme d'alliage des objets suivants, on ajoute en plomb pur :

| | |
|---|---|
| 3 grammes... | pour l'argent de vaisselle au titre de 950/1000. |
| 7 — | pour la monnaie au titre de 900/1000. |
| 10 — | pour l'argent d'orfévrerie au titre de 800/1000. |
| 16 à 17 gram .. | pour le billon au titre de 200/1000. |

Le *fourneau de coupelle* employé par les essayeurs, et dont voici une élévation et une coupe verticale (*fig.* 334), est un fourneau quadrangulaire en terre, présentant 4 ouvertures. L'ouverture, pratiquée sur le plan antérieur du dôme, s'appelle *gueulard*, et sert à mettre le charbon; la seconde, placée au centre du *laboratoire*, est une espèce de petit four mobile qu'on appelle *moufle*. Cette moufle *m*, en terre réfractaire, et qui est destinée à recevoir les coupelles, est percée, de chaque côté, d'une ou

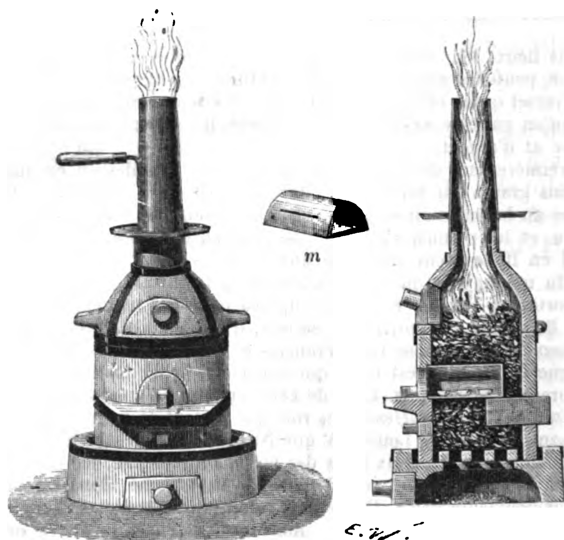



*Fig.* 334.

deux fentes, pour permettre à l'air de se renouveler. La troisième ouverture antérieure du fourneau est la porte du foyer dont le fond est

percé de trous carrés; la quatrième est la porte du cendrier. Dans le laboratoire, il y a deux petits trous ronds, ou registres, par lesquels on introduit une tige de fer pour faire tomber le charbon dans l'intérieur du fourneau. Le dôme est terminé par un tuyau de terre, qui sert de cheminée et que l'on surmonte ordinairement d'un tuyau de tôle pour augmenter le tirage. Dans la partie antérieure du fourneau, se trouve une tablette rectangulaire en terre, faisant corps avec le fourneau, et permettant d'approcher ou d'éloigner à volonté la porte de la moufle.

Pour procéder à l'essai, on pèse très-exactement 1 gramme de l'alliage dont on veut connaître le titre; on pèse ensuite la proportion de plomb convenable à l'espèce d'alliage. On allume le fourneau, et on place la coupelle au fond de la moufle : aussitôt qu'elle a atteint le rouge blanc, on y met le plomb. Ce métal entre immédiatement en fusion, se débarrasse bientôt de la légère pellicule qui le salissait, et lorsqu'il est bien nettoyé, on place à la surface du bain et dans le milieu, à l'aide d'une pincette, le fragment d'alliage pesé et enveloppé de papier à l'avance. Le papier prend feu, et l'alliage se dissout dans le plomb. Bientôt l'oxydation commence; le plomb laisse exhaler des fumées d'oxyde, la coupelle absorbe celui qui n'est pas entraîné par le courant d'air; l'alliage diminue de volume ; sa surface, plane d'abord, devient de plus en plus convexe, et l'on voit une foule de points, d'apparence huileuse, s'agiter à la surface du bain. Ce sont des gouttelettes d'oxyde fondu qui se forment et sont absorbées avec une grande rapidité. On ramène alors la coupelle vers le devant de la moufle ; les gouttelettes présentent un mouvement qui s'accélère de plus en plus, puis elles disparaissent tout à coup. Elles sont remplacées par les couleurs irisées les plus vives. Ces bandes colorées qui recouvrent le bouton d'argent présentent aussi un mouvement continuel et rapide, mais leur apparition ne dure qu'un instant. Le bouton reprend l'aspect métallique, devient sombre, et repasse brusquement au rouge. Ce dernier phénomène, qui porte le nom d'*éclair*, et qui indique la fin de l'opération, est dû à la chaleur qui se dégage au moment où le bouton passe de l'état liquide à l'état solide. On ferme alors la moufle, on laisse refroidir la coupelle, puis on enlève le bouton d'argent, on le brosse pour le débarrasser de tout oxyde adhérent, et on le pèse. La perte qu'il a éprouvée pendant la coupellation indique combien l'argent contient de cuivre ou d'autres métaux oxydables à l'air.

L'essai n'est regardé comme bon qu'autant que le bouton est bien arrondi, que sa surface supérieure est brillante, uniforme et cristalline, que sa surface inférieure est grenue et d'un blanc mat, et qu'il se détache aisément de la coupelle.

Ce mode d'analyse, remarquable par sa grande simplicité, ne donne pas des résultats d'une exactitude absolue; aussi, dans les hôtels des monnaies, emploie-t-on concurremment une autre méthode, qui a été indiquée par Gay-Lussac en 1830, et qui est connue sous le nom *d'essai par la voie humide*. Je vous en parlerai bientôt.

Le kilogramme d'*argent pur* ou de *coupelle*, payé en argent monnayé, vaut 222 fr. 22 cent.; mais avec la retenue du change,

il ne vaut que 220 fr. 55 cent. Le kilogramme d'argent à 900/1000 vaut 200 fr. ou 40 pièces de 5 fr., et, avec la retenue du change, seulement 198 fr. 50 cent.

L'argent, en raison de son peu d'affinité pour l'oxygène, n'éprouve aucune altération dans son contact avec l'air. Lorsqu'il y perd son éclat, ce phénomène est entièrement dû à la présence accidentelle de l'hydrogène sulfuré, gaz qui produit alors à la surface du métal une pellicule très-mince de sulfure noir. Ainsi, toutes les fois qu'on cure les fosses d'aisances dans nos demeures, toutes les fois qu'on cuit des œufs ou autres aliments qui renferment du soufre, on voit l'argenterie se colorer en jaune doré, ou en bleu foncé presque noir, par suite de cette combinaison du soufre avec l'argent.

Pour rendre aux ustensiles leur beauté première, il suffit de les frotter avec un peu d'huile ou de craie; mais, lorsque la teinte noire persiste, le mieux est de les plonger un instant dans l'acide chlorhydrique bouillant, ou dans une dissolution de *caméléon minéral* (manganate de potasse). Ces liquides font disparaître le sulfure noir et le détruisent complétement.

On obtient le même résultat, d'après Boettger, en se servant d'une solution saturée de borax, ou d'une lessive caustique de potasse de concentration moyenne, qu'on porte à l'ébullition et au sein de laquelle on plonge les objets en argent, déposés dans un vase en zinc percé de trous comme un crible. A défaut de vase en zinc, il suffit de toucher en divers points avec une baguette de zinc les pièces plongées dans la liqueur bouillante. Toutes les taches et colorations disparaissent comme par enchantement, et les objets reprennent tout l'éclat des pièces neuves.

L'emploi de la craie, du tripoli, des os calcinés, pour le nettoyage des ustensiles d'argent, est généralement usité dans les ménages; mais il a l'inconvénient de faire disparaître le mat, et de produire des stries dans les parties polies. Les taches brunes que le contact du sel marin fait naître sur l'argent ne disparaissent que fort difficilement par les moyens ordinaires; aussi est-on très-fréquemment obligé de recourir à l'orfévre pour faire rebrunir l'argenterie et lui rendre son aspect primitif. Pour obvier à tous ces embarras et dépenses, on peut utiliser avec succès le moyen commode et expéditif que nous devons à M. Leroy, de Bruxelles, et qui consiste à frotter les pièces d'argent, matées ou polies, avec une toile fine, imbibée d'ammoniaque liquide, pure et concentrée. On répète à deux ou trois reprises différentes, si cela est nécessaire, et on ne tarde pas à voir l'argenterie reprendre son beau brillant métallique, comme si elle sortait de l'atelier de l'orfévre. On essuie à sec avec un morceau de linge bien propre. Les taches occasionnées par le sel de cuisine sont immédiatement enlevées par ce procédé, le chlorure d'argent étant très-soluble dans l'ammoniaque. Quand les pièces d'argenterie sont ciselées, il est bon, alors, de lier un peu de toile au bout d'une petite tige de bois, pour pouvoir passer entre les interstices. On peut ainsi nettoyer une grande masse d'argenterie en peu de temps.

Si l'argent est impuissant à s'unir directement avec l'oxygène

gazeux, en revanche il possède la singulière propriété, lorsqu'il est pur et maintenu en fusion pendant longtemps, d'absorber jusqu'à 22 fois son volume de ce gaz, mais il l'abandonne totalement en se refroidissant. C'est au dégagement de ce gaz qu'est dû le phénomène que présente l'argent pendant sa solidification; il se produit alors à sa surface une sorte de végétation, et parfois une petite portion de métal est projetée au loin; c'est ce qu'on appelle le *rochage* de l'argent. Un fait non moins curieux, c'est qu'une très-petite quantité de cuivre suffit pour empêcher l'absorption de l'oxygène et par suite le *rochage*, de même que de l'or ajouté à de l'argent fondu détermine aussitôt l'expulsion de l'oxygène en produisant une vive effervescence.

Il n'y a guère, parmi les acides, que les acides sulfurique, azotique et l'eau régale, qui attaquent l'argent.

Le premier n'a d'action, toutefois, qu'autant qu'il est concentré et bouillant. Il se fait un sulfate qui est peu soluble et il se dégage de l'acide sulfureux :



$$Ag + 2SO^3,HO = 2HO + SO^2 + AgO,SO^3.$$

Le second le dissout à la température ordinaire, en le convertissant en azotate :



$$3Ag + 4AzO^5,HO = 4HO + AzO^2 + 3AgO,AzO^5.$$

L'eau régale agit aussi à froid, mais le métal est transformé, dans ce cas, en une poudre blanche insoluble, qui est du chlorure d'argent : $AgCl$.

L'azotate d'argent est le seul des sels d'argent qui ait reçu des applications. Si, après avoir dissous le métal dans l'acide azotique, on évapore la liqueur jusqu'à la moitié de son volume primitif, elle donne, par le refroidissement, des cristaux en lames carrées, incolores et transparentes, que les anciens chimistes appelaient *cristaux de lune*. Ces cristaux ont une saveur styptique et métallique des plus désagréables. Les rayons solaires les colorent assez promptement en brun, en réduisant une partie de l'oxyde à l'état métallique. Le métal revivifié est brun, à cause de son extrême division.

Le sel dont nous nous occupons, et qu'on trouve déjà mentionné au neuvième siècle par l'Arabe Geber, éprouve la fusion ignée au-dessous de la chaleur rouge, et forme alors un liquide incolore qui, coulé dans une lingotière (*fig*. 335), se fige en cylindres d'un gris de perle. Si le sel contenait du cuivre, les cylindres auraient une couleur noire. C'est dans cet état que les chirurgiens font usage, depuis longues années, de l'azotate d'argent, sous le nom de *pierre infernale*, pour ronger les chairs ba-

veuses, en raison de l'action très-caustique qu'il exerce sur les tissus animaux. C'est Glaser qui a parlé le premier, en 1663, de

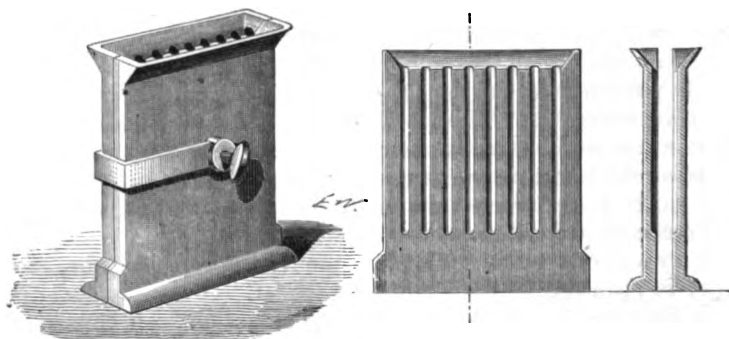


*Fig.* 335.

la préparation de l'azotate d'argent fondu et coulé dans des lingotières.

Lorsqu'on pose un cristal d'azotate d'argent sur un charbon ardent, il se décompose avec déflagration, et laisse une couche mince d'argent mat, très-blanc, auquel on donne aisément, par le frottement, le brillant métallique. C'est là ce que Boerhaave nommait l'*argent ardent*.

Mêlé avec du charbon, ou du soufre, ou du phosphore, il détone violemment par le choc.

Il est excessivement soluble dans l'eau. Cette dissolution est promptement décomposée par tous les corps avides d'oxygène, par les matières organiques, et voilà pourquoi elle tache fortement la peau en noir, d'une manière indélébile, ainsi qu'Albert le Grand l'a remarqué le premier. Les coiffeurs l'emploient, depuis quelques années, pour noircir les cheveux rouges ou blancs, et ils la vendent sous les noms d'*eau de Perse*, d'*eau d'Égypte*, d'*eau africaine et* d'*eau de Chine*. La coloration des cheveux est due à ce qu'ils renferment du soufre, qui donne lieu à la formation d'une légère couche de sulfure noir. Glauber connaissait déjà cette propriété du sel d'argent de brunir les matières organiques; mais c'est Shaw qui, en 1758, a conseillé l'emploi de sa dissolution pour teindre les cheveux en noir.

Depuis longtemps, en Angleterre, et maintenant en France, on se sert de la même dissolution pour marquer le linge de ménage. A cet effet, on dissout 2 parties d'azotate fondu dans 7 parties d'eau distillée, à laquelle on ajoute 1 partie de gomme arabique, pour la rendre un peu visqueuse. La portion du linge où l'on doit

poser la marque est rendue un peu ferme avec du carbonate de soude ou du savon; on lui donne un certain poli avec un fer chaud, et l'on écrit ensuite dessus, comme sur le papier, avec la dissolution du sel d'argent, ou bien on imprime les caractères au moyen d'un cachet de bois, gravé en relief, et préalablement trempé dans la liqueur. Pour mieux voir les traits que l'on trace, on colore souvent celle-ci avec un peu d'encre de Chine. En exposant le linge au soleil pendant quelques minutes, les caractères deviennent noirs, par suite de la réduction du sel. Ils sont ineffaçables, et deviennent d'autant plus noirs que le linge est plus souvent lavé. Après deux cents lessives, ils n'ont subi aucune altération.

Ce mode de marquer le linge et les étoffes est bien supérieur à tous les autres, et devrait être généralement adopté.

Pour enlever les taches que l'azotate d'argent fait sur les étoffes et sur les mains, on peut employer une solution concentrée de cyanure de potassium mélangée d'un peu d'iode, ou, plus économiquement, mais avec moins de succès, un mélange à parties égales de bichlorure de mercure et de sel ammoniac. Lorsque les taches sont très-anciennes, elles résistent souvent; en les humectant avec une dissolution de chlore ou de chlorure de chaux, puis les arrosant d'ammoniaque ou d'hyposulfite de soude, lavant à grande eau, et répétant plusieurs fois ces traitements, on est certain d'enlever jusqu'à la dernière trace des marques.

Une Anglaise, miss Fulham, a reconnu, il y a une quarantaine d'années, qu'en plongeant du taffetas ou de la soie imbibée d'une dissolution d'azotate d'argent dans un flacon rempli de gaz hydrogène pur, le tissu prend d'abord une teinte brune, puis offre bientôt après une apparence presque métallique. Ce phénomène indique assez que le gaz opère, dans cette circonstance, la réduction du sel. Mais ce moyen d'argenter les tissus n'a pas été suivi, parce que le métal reste grisâtre, irisé et sans grand éclat.

Les lames métalliques qu'on plonge dans la dissolution d'azotate d'argent se recouvrent très-rapidement d'une belle végétation d'argent. En employant le mercure, on obtient l'*arbre de Diane* des alchimistes, ainsi que je l'ai dit dans une autre circonstance. C'est Eck de Sulzbach qui, dans le quinzième siècle, a fait la première mention de l'*arbre de Diane*.

Si, dans la même dissolution, on verse de la potasse, de la soude ou de l'eau de chaux, on isole l'oxyde d'argent, AgO, sous forme d'une poudre olivâtre. Cet oxyde est très-peu stable. Il colore les matières vitreuses en jaune, aussi s'en sert-on quelquefois dans la peinture sur émail. Mais ce qu'il présente de plus remarquable, c'est de former avec l'ammoniaque une poudre fulminante qui est une des plus intactiles que l'on connaisse. On la

désigne vulgairement sous le nom d'*argent fulminant*. Sa composition n'est pas encore bien déterminée. Nous pouvons admettre, en attendant, que c'est un *ammoniure d'oxyde d'argent*, $AgO, AzH^3$, ce qui est la supposition la plus simple. Berthollet en fit la découverte à la fin de l'année 1787.

On obtient ce singulier composé en humectant de l'oxyde d'argent, récemment précipité, avec de l'ammoniaque, et laissant sécher à l'air cette bouillie. Une fois sèche, la poudre grisâtre et d'aspect métallique, qui reste dans la capsule de verre où elle a été produite, détone avec un épouvantable fracas, par le plus léger choc, par le simple frottement d'une barbe de plume. Son maniement est donc très-dangereux, et l'on courrait risque de se blesser grièvement si l'on s'avisait de vouloir l'introduire dans un flacon. En 1843, mon préparateur, Donnet, a failli perdre la vue par l'explosion subite d'ammoniure d'argent en préparation; ce composé était encore recouvert d'ammoniaque lorsque ce déplorable événement a eu lieu. Vous concevez, Messieurs, qu'une pareille poudre n'a pu recevoir aucun emploi.

L'azotate d'argent est, pour les chimistes, un des réactifs les plus précieux, en ce qu'il leur fait reconnaître dans les liquides 1/200000$^e$ de chlore libre ou combiné, en y occasionnant un trouble, et par suite un précipité blanc qui a l'apparence du lait caillé. Ce précipité consiste en *chlorure d'argent* tout à fait insoluble dans les acides, mais très-soluble dans l'ammoniaque. Les anciens appelaient ce composé *Lune cornée, argent corné*, parce que, après avoir été fondu, il est mou, flexible et assez semblable à la corne. Crollius connaissait déjà, à la fin du seizième siècle, la précipitation de l'azotate d'argent par le sel marin. C'est Boyle qui, le premier, a proposé d'employer une dissolution d'argent dans l'eau forte, comme réactif et comme moyen de doser la quantité de sel commun ou d'esprit de sel (acide chlorhydrique) contenu dans les eaux.

Le chlorure d'argent est le plus insoluble de tous les composés métalliques; il faut peut-être plus de cent millions de parties d'eau pour en dissoudre une partie. Cette circonstance est éminemment précieuse dans les analyses, en ce qu'elle permet de doser l'argent, à l'état de chlorure, avec une très-grande exactitude. Gay-Lussac en a tiré un admirable parti, en 1830, pour l'essai des monnaies et autres alliages d'argent. Son procédé, connu sous le nom d'*Essai par la voie humide*, est adopté dans tous les hôtels des monnaies et les bureaux de garantie. Il repose sur ce fait que la même quantité d'argent pur ou allié exige pour sa précipitation une quantité constante de dissolution de chlorure de sodium. Or, l'expérience a indiqué que pour convertir 1 gramme d'argent en chlorure, il faut $0^{gr},5414$ de sel marin pur

et fondu. Si donc l'on dissout 1 gramme de l'alliage d'argent dans l'acide azotique, et qu'on verse dans la liqueur une dissolution titrée de sel marin, jusqu'à ce que tout l'argent soit précipité à l'état de chlorure, on trouvera facilement le titre de l'alliage par le volume de la dissolution employée.

La réaction est fondée sur cette équation :



$$AgO,AzO^5 + NaCl = NaO,AzO^5 + AgCl.$$

La *dissolution normale* de sel marin est composée de telle manière, que dans 1/10e de litre elle contient autant de sel qu'il en faut pour qu'elle précipite complétement 1 gramme d'argent pur. L'instrument qui sert à mesurer cette liqueur d'épreuve est une pipette graduée de manière que 1/10e de litre y est divisé en 100 parties, dont chacune est égale à 1 centimètre cube, et précipite 10 milligrammes d'argent. Mais, pour mieux évaluer les millièmes, on se sert en outre d'une *dissolution décime* faite en dissolvant 0gr,5414 de sel marin dans un litre d'eau.

Ceci compris, on opère de la manière suivante : On pèse 1,115 milligrammes de l'alliage à titrer. On les dissout dans l'acide azotique, puis on verse d'abord dans la liqueur 1 décilitre de dissolution normale mesurée dans la grande pipette; on agite vivement pendant une minute ou deux le liquide rendu laiteux pour rassembler le précipité et éclaircir complétement le liquide, puis on termine la précipitation au moyen de la dissolution décime, mesurée au moyen d'une pipette graduée en centimètres cubes. On s'arrête lorsque le liquide n'est plus troublé par la dissolution. On a alors, pour la quantité d'argent contenue dans la prise d'essai (1,115 milligrammes), 1,000 milligrammes de solution normale, plus autant de milligrammes qu'on a ajouté de centimètres cubes de dissolution décime.

Il est facile de calculer, par ces données, le vrai titre de la matière d'argent par une simple proportion. Supposons que les 1,115 milligrammes d'argent aient exigé 1,002,50 de liqueur d'épreuve, pour ramener le titre à 1,000 ou à 1 gramme d'alliage, on dirait :

$$1,115 : 1,002,50 :: 1,000 : x = \frac{1,002,50 \times 1,000}{1,115} = 899^{\text{millig.}},10,$$

qui serait le véritable titre. Pour éviter ces calculs, Gay-Lussac a dressé des tables par lesquelles on arrive immédiatement au titre, d'après les données de l'expérience (1).

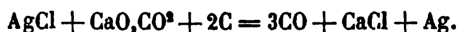
Il vous est facile maintenant de comprendre, Messieurs, que cet ingénieux *procédé par la voie humide* comporte une exactitude bien plus rigoureuse que l'*essai par la voie sèche* ou *par la coupellation*, dont je vous ai parlé précédemment.

(1) Voir, pour plus de détails, le mémoire de Gay-Lussac : *Instruction sur l'Essai des matières d'argent par la voie humide*. 1832. Paris, in-4o, Imprimerie royale.

Exposé à la lumière directe ou diffuse du soleil, le chlorure d'argent bleuit, devient violet et même noir. Cette propriété l'a fait employer, il y a plusieurs années, avec beaucoup de succès, pour donner aux tissus une couleur d'un gris bleuâtre clair d'une très-grande fixité. Pour cela, on trempait les étoffes dans une solution d'azotate d'argent fondu, et, après les avoir fait sécher, on les immergeait dans un bain de chlorure de chaux. En retirant les pièces des cuves, une belle couleur se développait à leur surface, mais elle n'était uniforme qu'autant que toute la pièce était immédiatement exposée au contact de la lumière.

C'est à cause de son impressionnabilité à l'action de la lumière qu'on tire un parti si avantageux du chlorure d'argent dans les expériences photographiques. C'est surtout lorsqu'il est très-divisé ou exposé en pellicules minces à la lumière que sa coloration en brun s'effectue, pour ainsi dire, instantanément. Un effet de ce genre se produit à chaque moment dans nos ménages, lorsque les pièces d'argenterie ont le contact du sel marin ; vous savez qu'elles se ternissent immédiatement et pour peu que le contact se prolonge, elles se recouvrent de taches brunes fort désagréables à la vue. Eh bien ! c'est une mince pellicule de chlorure d'argent qui se produit à leur surface et qui noircit aussitôt par l'effet de la lumière. Ceci vous explique maintenant pourquoi on dore l'intérieur des salières d'argent.

Lorsqu'on veut se procurer de l'argent absolument pur, on calcine dans un creuset de porcelaine, à la chaleur de la forge, 100 parties de chlorure d'argent préalablement mélangé avec 70 parties de craie et 4 à 5 parties de noir de fumée. De l'oxyde de carbone se dégage, et après la calcination, on trouve au fond du creuset un culot d'argent pur recouvert d'une couche de chlorure de calcium. L'équation suivante donne la clef de la réaction qui s'accomplit dans le creuset :



$$AgCl + CaO,CO^2 + 2C = 3CO + CaCl + Ag.$$

M. Levol a indiqué un moyen plus commode pour réduire le chlorure d'argent. Il suffit de le faire bouillir avec une dissolution de potasse caustique dans laquelle on a dissous préalablement un peu de sucre. Ce dernier réduit en peu de temps le métal, en donnant lieu à un dégagement d'acide carbonique, et, après les lavages convenables, on obtient l'argent à l'état pulvérulent.

Si l'on fait chauffer du chlorure d'argent dans une bassine de fonte ou de zinc, avec de l'eau et quelque peu d'acide chlorhydrique ou sulfurique, il se passe un fait curieux. Le métal de la bassine enlève le chlore au chlorure d'argent, et l'argent reste en masse poreuse, qu'il suffit de laver pour l'avoir pur. Cette réduc-

tion est opérée par suite de cette loi : que les métaux ayant la même tendance relative pour le chlore que pour l'oxygène, ceux de la première section enlèvent le chlore aux chlorures des sections suivantes, et ainsi de suite.

Nous trouvons dans un procédé des arts l'application de ce principe ; c'est dans l'*argenture* des métaux, et principalement du cuivre et du laiton.

Le procédé le plus ancien pour l'argenture du cuivre consiste à appliquer à la surface de ce dernier métal, préalablement bien décapé et préparé, des feuilles d'argent très-minces qu'on fait adhérer, à l'aide de la chaleur et d'une pression longtemps exercée, au moyen d'un brunissoir d'acier ; on applique ordinairement 4 à 8 feuilles à la fois sur le cuivre, et on en superpose ainsi 30, 40, 50, 60, suivant la solidité et la durée qu'on veut donner à l'argenture. On termine le travail en *brunissant à fond*, c'est-à-dire qu'avec un instrument en acier on polit avec soin toutes les places, de manière à ce qu'on ne puisse apercevoir aucun joint, et que l'œil le plus exercé ne puisse distinguer une pièce argentée d'une semblable pièce en argent (1).

Ce mode d'argenter est fort dispendieux et ne peut guère être pratiqué sur les petites pièces de métal destinées aux ornements, surtout lorsqu'elles sont relevées en bosse ; et puis, l'argent n'étant que superposé sur le cuivre, l'usure en est assez prompte. Un autre inconvénient de cette argenture en feuilles, c'est qu'on ne peut réparer une pièce usée en quelques endroits sans la réargenter en entier.

Un Allemand, nommé Mellawitz, a imaginé une autre manière d'argenter le cuivre, dont on fait usage pour les cadrans d'horlogerie et les limbes gradués des instruments de physique. On lui a donné le nom d'*argenture au pouce,* parce qu'on l'applique sur le cuivre par frottement.

La base des préparations employées pour cette argenture est presque toujours le chlorure d'argent. Si l'on frotte une lame de cuivre ou de laiton avec ce chlorure récemment précipité et humecté d'un peu d'eau salée, l'argent revient à l'état métallique, pénètre assez profondément dans le cuivre, et forme à sa surface une croûte très-solide, qu'on rend encore plus adhérente en faisant rougir la pièce et en la brunissant.

Les ouvriers ont une foule de recettes pour argenter de cette manière. Quelquefois ils rendent le chlorure d'argent soluble dans l'eau, au moyen de chlorures alcalins et de sel ammoniac, et ils plongent dans ces liqueurs

(1) C'est là sans doute le procédé qu'employaient les anciens pour argenter le cuivre. En 1847, j'ai fait l'examen de pièces gauloises, trouvées à Avranches ; elles étaient en cuivre recouvert d'argent. Quand on apprend par Pline qu'il y avait, bien avant son époque, des faux monnayeurs, et qu'on fabriquait des *monnaies fourrées,* on n'est plus étonné de trouver l'argenture pratiquée avec succès, et dès les premiers temps de l'empire et chez les Gaulois, car cet art est beaucoup moins difficile que l'altération des monnaies, que la coupellation, que l'art de l'essayeur, déjà connus et mis en œuvre.

appelées *bouillitoires* les pièces de cuivre bien décapées, qui se recouvrent promptement d'une couche d'argent très-brillante et sans taches ni aspérités; ils lavent ensuite avec soin ces pièces argentées, et les sèchent immédiatement.

Si l'on brise une de ces pièces, on remarque que l'argent a pénétré le cuivre. Si quelque partie se détériore ou se trouve altérée par les vapeurs d'hydrogène sulfuré, on peut la réparer facilement sans retoucher à toute la pièce; il suffit de la frotter avec de la *poudre à blanchir*, c'est-à-dire avec le chlorure d'argent.

Aujourd'hui, comme nous le verrons bientôt en traitant de la *dorure*, on argente *galvaniquement* au moyen du *cyanure d'argent* dissous dans le cyanure de potassium ou mis à bouillir avec le prussiate jaune de potasse.

Ce qu'on appelle le *doublé* ou le *plaqué* est du cuivre recouvert d'une plaque d'argent destinée à remplacer l'argenture ordinaire, toujours assez coûteuse en raison de son peu de solidité. Ce genre d'industrie, anciennement connu des Gaulois (1), a repris naissance en Angleterre, vers le milieu du dernier siècle; mais, depuis les premières années de celui-ci, on l'exploite en France, et aujourd'hui nos fabricants livrent au commerce des produits d'une grande perfection et d'un très-bas prix. En 1833, on a exporté pour 3,175,470 francs de plaqué français. Cette industrie occupe à Paris 2,000 ouvriers, et emploie un capital d'environ 8,000,000 de francs. Voici en peu de mots comment on fait le plaqué.

Après avoir choisi une plaque de cuivre du poids de 10 kilogr. et de 2 centimètres environ d'épaisseur, on rend un de ses côtés parfaitement uni, et, à l'aide du laminoir, on l'étend à peu près au double de sa surface. On passe alors sur le côté poli une forte dissolution d'azotate d'argent, puis on applique dessus une plaque d'argent fin laminée, de manière à recouvrir entièrement le cuivre, et même à le déborder tout autour de 1 à 2 millimètres. On rabat cet excédant sur la surface non grattée du cuivre, de manière que l'argent ne peut ni glisser ni se séparer. On chauffe alors au rouge brun les deux plaques superposées, on les passe au laminoir pour chasser l'air qui se trouve entre les deux métaux, et les amener au degré d'amincissement convenable. C'est par la privation entière de l'air et la compression que les métaux adhèrent, sans soudure, entre eux, de manière à ne pouvoir plus être séparés.

On plaque au degré de force qu'on désire, en donnant à la lame d'argent le dixième, le vingtième, le quarantième du poids primitif du cuivre. Pour plaquer au dixième, on applique sur le cuivre, qui pèse 10 kil. une lame d'argent du poids de 1 kil. Les deux métaux laminés ensemble, et réduits à l'épaisseur d'environ 1 millimètre, conservent toujours le même rapport d'épaisseur, de sorte que l'argent est toujours le dixième de l'épaisseur totale. On ne plaque pas plus bas qu'au quarantième.

Le plaqué d'or et de platine est fait de la même manière. Seulement la liqueur d'*amorce* consiste en une dissolution d'or ou de platine dans l'eau régale.

---

(1) Voir mon deuxième Mémoire sur des analyses de plusieurs produits d'art d'une haute antiquité. *Loco citato*.

C'est par ces différents moyens, l'*argenture* et le *plaqué*, qu'on est parvenu à multiplier les services que peut rendre l'argent. Il serait à désirer que l'usage de ce métal se répandît de plus en plus, surtout pour la préparation des aliments, en raison de son inaltérabilité et de son innocuité.

Si l'argent de vaisselle n'est pas altéré visiblement par la plupart des liquides ou des mets avec lesquels on peut le mettre en contact, ce ne serait pas, cependant, sans danger, qu'on mangerait des aliments ayant séjourné et s'étant refroidis dans des vases d'argent, surtout dans ceux au titre de 800/1000. Une cuillère d'argent à ce titre, laissée pendant quelques heures dans une infusion sucrée de violettes ou de tilleul, suffit pour donner à ces liquides une saveur métallique désagréable et bien prononcée. (D'Arcet.)

Je n'abandonnerai pas l'histoire de l'argent sans vous apprendre comment on obtient ces belles incrustations noires sur fond blanc, qui servent à faire des tabatières, des garnitures, des dorures et d'autres objets d'ornement que la mode a remis en faveur depuis plusieurs années. C'est ce qu'on appelle des NIELLES.

Ce mode de décoration, inventé par les Égyptiens, peut-être avant l'ère chrétienne, et devenu un art de prédilection dans l'Orient, paraît avoir été importé de Byzance en Italie vers le septième siècle : on l'employait particulièrement à orner les vases sacrés et les armes des chevaliers.

Le NIELLAGE ou la NIELLURE consiste à produire sur des objets en argent, des dessins qui ne s'en détachent que par leur couleur foncée, puisqu'ils ne sont ni en relief ni en creux sur la pièce métallique. On parvient à ce résultat en gravant ou ciselant assez profondément les dessins sur la plaque d'argent, et en remplissant ensuite les traits de la gravure au moyen d'un émail noir. On obtient cet émail en fondant dans un creuset 38 parties d'argent, 72 de cuivre, 50 de plomb, 36 de borax, et 384 de soufre, coulant les sulfures dans l'eau, pulvérisant la grenaille noire et la lavant avec une dissolution faible de sel ammoniac, puis avec de l'eau légèrement gommée.

On applique la nielle, en consistance de pâte, dans les creux de la plaque d'argent préparée, et on la chauffe jusqu'au rouge brun ; aussitôt que le mélange est bien fondu sans soufflures et qu'il fait corps avec le métal, on retire la pièce du feu ; après son refroidissement, on ôte à la lime douce la nielle qui dépasse les traits de la gravure, et on polit ensuite la surface par les moyens ordinaires. L'opposition de la teinte de la nielle avec celle de l'argent brillant produit ainsi de très-beaux effets. Vous voyez donc, en définitive, que la nielle n'est qu'un triple sulfure d'argent, de cuivre et de plomb incrusté dans une lame d'argent.

Le niellage était pratiqué par les artistes italiens du quinzième siècle avec une rare perfection. La découverte de la gravure en taille-douce fit abandonner cet art jusqu'à ce que Benvenuto Cellini s'occupât de le ranimer, vers 1550. Mais bientôt il se découragea, et les nielles retombèrent dans l'oubli. Toutefois, les Orientaux continuèrent à cultiver chez eux, dans des limites très-restreintes, cet art qu'ils avaient créé ; ils se bornaient à lui faire tracer des arabesques qu'ils incrustaient sur l'or de leurs armes somptueuses.

Les Russes, qui reçurent les premières leçons sur l'art de nieller des Byzantins, à l'époque où les Barbares qui habitaient la Moscovie se convertirent au christianisme, faisaient aussi quelques petites pièces d'orfévrerie niellée, que l'on recherchait en Europe comme choses curieuses, malgré leur excessive grossièreté, lorsque Wagner et Mention ouvrirent à Paris, en 1830, un atelier d'où sortirent tout à coup des nielles aussi remarquables que celles du quinzième siècle. Ces artistes ont mis à profit les perfectionnements inouïs de la mécanique moderne pour imprimer sur l'argent la gravure qu'ils veulent nieller, pour reproduire, par ce moyen, autant qu'il leur plaît, le même décor, la même composition, et par conséquent réduire considérablement le prix. Ils ont commencé d'abord par faire les pièces que nous fournissait l'étranger, et leur supériorité a bientôt banni de France les tabatières russes, qu'on s'obstine à nommer très-improprement *tabatières de platine*.

Au reste, la fabrication des nielles en Russie n'a pas l'importance que l'on serait porté à lui attribuer; elle ne s'y exerce pas dans de grands ateliers; de petits établissements sont consacrés à son exploitation dans la ville de Vologda particulièrement, et sur une échelle encore plus restreinte à Toula, qui cependant leur donne son nom dans l'occident de l'Europe.

---

# TRENTIÈME LEÇON.

## DE L'OR. — DU PLATINE

SOMMAIRE. — De L'OR. — Ses mines et son extraction. — Sables aurifères et rivières qui charrient de l'or. — Du *départ* et de l'*affinage* des alliages d'or et d'argent. — Des alliages d'or employés. — Essai de l'or par la pierre de touche. — Moyen de reconnaitre les pièces fausses. — De la dorure des métaux, et notamment du bronze. — Dorure sur porcelaine. — Du CHLORIDE D'OR et de ses usages. — Du *pourpre de Cassius*. — De l'*or fulminant*. — Du PLATINE. — Pays où l'on trouve ce métal. — Procédé à l'aide duquel on extrait le métal du minerai. — *Éponge de platine*. — Précieuses propriétés et avantages des vases de platine. — Du CHLORIDE DE PLATINE. — Du lustre de platine donné aux porcelaines. — Services que rend le chloride de platine, comme réactif, dans les laboratoires.

### De l'Or.

Voici le métal qui, à toutes les époques de la civilisation, a toujours occupé le premier rang dans l'estime des hommes, et servi à représenter à leurs yeux la richesse et la puissance. La prééminence de l'or sur les autres métaux provient non-seulement de sa

rareté, mais aussi de ses précieuses qualités. Pourvu d'une magnifique couleur, acquérant par le poli un très-vif éclat, inaltérable par la plupart des agents, l'air, le soufre, les gaz, les acides, recevant toutes les formes avec une merveilleuse facilité, en raison de sa mollesse, de sa malléabilité et de sa ductilité, qui sont portées au plus haut degré, ses applications sont et peuvent être innombrables, soit pour la confection des ustensiles de première nécessité, soit pour les exigences du luxe le plus raffiné.

L'orfévre et le joaillier le façonnent en vases, chaînes, bijoux, et s'en servent pour enchâsser les pierres précieuses, dont ils augmentent ainsi l'éclat et la beauté ; le passementier et le fabricant de tissus l'associent à leurs brillantes étoffes de soie. On l'applique sur le bois, le carton, la porcelaine et certains métaux, tels que l'argent, le cuivre, le laiton. Garantis ainsi des influences destructives, les deux derniers sont bien plus durables, et peuvent, en quelque sorte, remplacer le métal dont ils reçoivent toute leur valeur.

Il n'est pas étonnant qu'un métal aussi précieux que l'or ait été l'objet des recherches les plus persévérantes des alchimistes, qui se flattaient sans cesse de pouvoir le créer dans leurs opérations, et d'en obtenir un remède universel. Pour les médecins arabes et les adeptes du moyen âge, l'or ou le *soleil* possédait des propriétés surnaturelles. Ils le faisaient porter en amulettes pour égayer les mélancoliques, et comme préservatif de la lèpre. L'immersion du métal rouge de feu dans les tisanes suffisait pour leur communiquer une vertu cordiale. Pour restaurer les malades épuisés, ils leur administraient le fameux *bouillon d'or*, qui consistait en un ducat cuit pendant vingt-quatre heures avec une vieille poule ou un vieux coq, ou ils saupoudraient leurs mets de poudre d'or. On ne saurait croire le nombre des préparations dites *solaires*, dont, malgré leur nom et à cause de leur vicieuse confection, l'or ne faisait pas toujours réellement partie. L'une des plus célèbres était la *Liqueur d'or* ou les *Gouttes d'or* du général Lamotte, si renommées sous Louis XV, qu'on les vendait un louis la goutte ! Mais de toutes les vertus dont on l'avait gratifié, l'or, aux yeux des médecins modernes, n'en conserve plus que quelques-unes sur la réalité desquelles on n'élève aucun doute. Sa poudre, ses oxydes et surtout son chlorure, sont utilisés avec succès dans le traitement de la syphilis, et en général des affections lymphatiques.

Les anciens tiraient l'or de l'Inde, de la Thrace, de la Macédoine, du Caucase, de l'Arabie, de l'Espagne, etc. Ce métal, ainsi que l'argent, était connu et mis en œuvre dès le temps d'Abraham, car l'Écriture nous dit que ce patriarche était très-riche en

or et en argent (1) ; on employait l'un et l'autre, mais surtout l'or, à faire des vases et des ornements. Il paraît même que ces métaux entraient déjà dans le commerce, et qu'ils avaient une valeur réelle, puisque Abraham acheta un terrain, des enfants de Heth, quatre cents sicles d'argent, pour servir de sépulture à Sara, son épouse, et à toute sa famille (2). On faisait aussi des statues d'or. Rachel emporta les idoles d'or de son père Laban (3), lorsqu'elle le quitta pour suivre Jacob son époux. Les Israélites élevèrent un veau d'or dans le désert pour l'adorer (4). Tous ces faits sont plus que suffisants pour prouver non-seulement l'ancienneté de la découverte de l'or et de l'argent, mais aussi de l'art de les travailler. Et ceci ne doit pas vous surprendre, puisque ces métaux se montrent presque toujours à l'état natif et qu'il ne faut souvent que des moyens purement mécaniques pour les isoler des matières qui les accompagnent.

Les nations, policées à un degré très-avancé, qui occupaient les parties de l'Amérique découvertes au quinzième siècle, faisaient également un emploi considérable de ces métaux et se livraient à leur recherche (5).

L'or est certainement un des métaux les plus répandus. Il a une ubiquité qui ne le cède qu'à celle du fer; mais la nature, en le semant ainsi presque en tous lieux, pour ainsi parler, ne l'a distribué qu'avec une extrême avarice. C'est là le secret de la cherté qu'il a eue jusqu'à ce jour, et qu'il continuera vraisemblablement d'avoir jusqu'à la fin du monde, malgré la fécondité relative des gisements découverts, dans ces dernières années, en plusieurs régions de l'ancien et du nouveau monde.

N'ayant, au reste, que très-peu d'affinité pour les autres éléments, l'or ne se trouve que sous trois états : natif, allié à quel-

---

(1) Genèse, chap. XIII, 3.
(2) *Ibid.*, chap. XXIII, 16.
(3) Genèse, chap. XXXI, 19.
(4) Exode, chap. XXXII, 4.
(5) Après des pertes énormes de leur butin dans les combats qu'ils livrèrent aux Mexicains, Fernand Cortez et ses soldats purent encore fondre 2,600 marcs d'or conquis sur les indigènes, sans compter les boucliers d'or qu'ils conservèrent pour Charles V. — Au Pérou, la rançon d'Atahualpa produisit en lingots d'or, 50,890,625 francs. Cet or provenait de la décoration des temples et des palais de l'Inca à Cusco et à Quito. Le pillage de Cusco rapporta 70 millions de francs, dont 14 millions pour l'empereur Charles V et le reste pour les quatre cent quatre-vingts conquérants. — Ferdinand Pizarre porta en Espagne, en 1534, pour la part de Charles V, 155,300 pesos d'or (3,882,500 francs), et 5,400 marcs d'argent, outre les vases et ornements d'or et d'argent, destinés au trésor royal, et pour des particuliers 499,000 pesos d'or (12,475,000 francs), et 51,000 marcs d'argent. (Duc de Luynes, *Industrie des métaux précieux.* — Travaux de la Commission française de l'exposition universelle de 1851.)

ques métaux (argent, palladium, rhodium, iridium), ou combiné au tellure avec lequel il forme plusieurs espèces minérales distinctes, désignées sous les noms de : *or graphique, or de Nagyag, tellure natif, tellure blanc.*

L'or natif n'est jamais pur ; il renferme de l'argent ou du cuivre, quelquefois du fer. La présence du premier de ces métaux communique à l'or une teinte verdâtre, celle du second exalte sa couleur, celle du fer le rend bleuâtre. Les modifications de couleur sont plus ou moins intenses, selon la quantité des métaux étrangers.

Voici quelques exemples de l'impureté de l'or natif.

| | TRANSYLVANIE. | SIBÉRIE. | AMÉRIQUE MÉRIDIONALE. | CALIFORNIE. | AUSTRALIE. I. | AUSTRALIE. II. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Or......... | 64,77 | 86,50 | 88,04 | 89,60 | 99,283 | 95,69 |
| Argent..... | 35,23 | 13,20 | 11,96 | 10,06 | 0,437 | 3,92 |
| Fer et autres métaux .. | » | 0,30 | » | 0,34 | 0,280 | 0,16 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 * | 100,000 | 99,77 |

* L'or de la Californie contient 1/1000e d'iridium, ce qui lui fait subir une dépréciation de 15 fr. par kilogr. à Londres. A Paris, M. Poisat a élevé à 12 fr. par kilogr , au lieu de 6, les frais d'affinage pour l'or de cette provenance. La présence de l'iridium dans l'or cause des difficultés pour le monnayage et la bijouterie, et rend le titrage des matières d'or tout à fait inexact.

L'or natif se montre dans trois positions géologiques différentes : formant des gîtes particuliers, faisant partie de dépôts métallifères, disséminé dans des sables.

1. On le trouve en filons dans les roches cristallines, ayant ordinairement le quartz pour gangue. Il est alors en grains, en ramifications et en cristaux cubiques et octaédriques. Les pays qui l'offrent ainsi sont peu nombreux et peu productifs ; ce sont quelques provinces du Pérou, du Mexique, de la Nouvelle-Grenade, du Brésil, le mont Rose en Piémont, le pays de Salzbourg, puis la Gardette, vallée d'Oisans, en Dauphiné ; cette dernière mine d'or, la seule connue en France, fut exploitée, avant la révolution, par le comte de Provence, depuis Louis XVIII, qui y dépensa 27,000 fr., pour n'en retirer qu'un produit de 8,000 fr. Les travaux ont été repris en 1837.

2. Plus fréquemment, l'or existe, mais d'une manière accidentelle, dans les mines d'argent de la Hongrie, de la Transylvanie, du Tyrol, du Pérou, de la Nouvelle-Grenade, du Mexique, dans les mines de cuivre du Hartz

et de la Suède, dans les pyrites de fer du Piémont, de Freyberg, en Saxe, de Bérézovsk, en Sibérie, de Marmato, dans la Nouvelle-Grenade. Dans ces divers gîtes métallifères, nommés, pour cette raison, *aurifères*, et qu'on exploite surtout comme mines d'or, le métal précieux y est disséminé en particules invisibles, ou en parcelles et cristaux.

3. Mais c'est surtout dans certains terrains d'alluvion ou dans des sables de transport, que se trouve la plus grande partie de l'or connu à la surface du globe. Ces sables aurifères proviennent de la désagrégation de roches cristallines, et leurs principaux gisements se rencontrent au Brésil, au Choco, au Chili, en Colombie, au Mexique, en Chine, dans les îles de l'Archipel, de l'Indo-Chine et de la Sonde, dans l'intérieur de l'Afrique, notamment dans le Cordofan, et au sud du grand désert de Sahara ; mais les dépôts arénacés, sans contredit, les plus étendus et les plus productifs sont ceux des monts Ourals et Altaï, en Sibérie, et surtout ceux qu'on a découverts, dans ces dernières années, en Californie, en Australie, dans la Nouvelle-Galles du Sud et la province Victoria. Ces dernières localités fournissent annuellement une quantité d'or dont la valeur dépasse 1 milliard de francs (1).

C'est habituellement sous forme de paillettes ou de petits grains arrondis que l'or est disséminé dans les sables; souvent ces grains ont la grosseur d'une noisette ; plus rarement ils ont un volume plus considérable ; alors ils sont désignés par les mineurs sous le nom de *pépites*. On a signalé des pépites du poids de plusieurs kilogrammes. (3 kilog. en Californie; 10 kilog. 1/2 dans les monts Ourals; 11 kilog. dans la Nouvelle-Galles du Sud; 12 kilog. au Pérou ; 36 kilog. à Miassk dans l'Oural; 48 kilog. en Australie ; 50 kilog. à Quito, etc.)

Il y a des rivières et des fleuves qui charrient de l'or: ce sont ceux qui sortent des terrains cristallins, ou qui roulent leurs eaux sur une grande étendue de ces terrains. En France, on cite surtout : le Rhône, l'Ariége, le Gardon, la Cèze, l'Isère, le Rhin près de Strasbourg, le Salat dans les Pyrénées, la Garonne près de Toulouse, l'Hérault près de Montpellier, etc. On en connaît aussi en Espagne, en Piémont, en Allemagne. Les hommes, dont l'unique occupation est de recueillir cet or, sont nommés *orpailleurs* ou *pailloteurs*.

Il y a bien longtemps que ce genre de travail est pratiqué en France, puisque Pline, Strabon, Diodore de Sicile mentionnent que le Rhône et quelques autres rivières des Gaules déposent sur leurs bords, après des crues subites, des sables aurifères dont les Gaulois savaient extraire de l'or sous forme de paillettes. Le Pactole avait, sous le même rapport, une grande réputation chez les anciens ; et, du temps de Pline, le Tage, en Portugal ; le Pô, en Italie ; l'Hèbre, en Thrace ; le Gange, dans l'Inde, fournissaient de l'or.

---

(1) L'ensemble des renseignements accuse aujourd'hui la présence de l'or dans les deux provinces de la Nouvelle-Galles et de Victoria (Australie), sur une surface estimée 20,000 milles carrés, et des calculs partant nécessairement d'une base inexacte, dit M. de Blosseville, évaluent la richesse des gisements à 26 milliards sterling (650 milliards de francs). C'est le colon Hargraves qui découvrit, au commencement de 1851, l'or dans la Nouvelle-Galles. Il reçut en récompense du gouvernement 10,000 livres sterling (250,000 fr.).

C'est un assez triste métier que celui des orpailleurs, en raison de la minime quantité de métal précieux qui existe dans les sables de rivière. M. Daubrée nous apprend que, dans les gîtes de prédilection de la vallée du Rhin, il faut communément remuer et laver 7 millions de kil. de sable, c'est-à-dire une masse de plus de 4,000 mètres cubes, pour avoir 1 kilog. d'or, valant un peu plus de 3,000 fr. La production de l'or ne s'élève, entre Bâle et Manheim, qu'à la somme de 45,000 fr. par an. Les paillettes d'or disséminées dans les sables de rivière sont ordinairement d'une ténuité extrême ; il en faut de 17 à 22 pour faire 1 milligramme. Ainsi, pour former 1 kilog. d'or, il faut 17 à 22 millions de ces paillettes.

Les sables qu'on lave en Sibérie rendent, en moyenne, 5 fois autant d'or que les alluvions les plus riches du Rhin. Dans l'Oural et l'Altaï, on a rencontré des sables qui rendent 1300 fois plus d'or que ces dernières. En Californie et en Australie, les sables des *placers* sont peut-être encore plus riches. C'est ce qui explique pourquoi un grand flot de population s'est porté vers ces régions, tandis que ce n'est qu'une poignée de pauvres gens qui cherchent l'or dans la vallée du Rhin. Cependant il faut encore, dans les monts Ourals, laver moyennement près de 400,000 kil. ou 200 mètres cubes de sable pour avoir 1 kil. d'or.

Dans tous les pays, les sables aurifères sont traités de la même manière. Les orpailleurs, en Europe ; les nègres et les négresses, au Brésil, les chercheurs d'or de la Californie et de l'Australie, lavent ces sables (*fig.* 336) dans des sébiles de bois d'une forme particulière, ou sur des



*Fig.* 336.

tables inclinées recouvertes de drap. L'or, en raison de sa densité, tombe au fond des sébiles ou s'arrête sur le drap. Lorsqu'il n'est plus mêlé que d'une petite quantité de sable, on l'amalgame avec six fois son poids de mercure. On exprime l'amalgame isolé pour séparer l'excès de mercure, et on le soumet à la distillation dans des appareils fermés, disposés

de manière à recueillir les vapeurs mercurielles. L'or plus ou moins pur reste au fond des vases distillatoires.

Dans plusieurs contrées, on exploite les sulfures de cuivre, de plomb, d'argent, qui renferment assez d'or pour couvrir les frais du travail. Il y a des minerais aurifères dans lesquels la proportion de l'or ne s'élève pas à 1/200000, et qui cependant sont traités avec avantage.

Tantôt, après avoir grillé ces sulfures, on les fond pour rassembler l'or dans une masse métallique moins considérable, et on grille de nouveau les *mattes* qui en proviennent. Puis on les fond avec une suffisante quantité de plomb, et on obtient du *plomb d'œuvre* aurifère, que l'on soumet à la coupellation.

Tantôt aussi on a recours au procédé d'amalgamation, ainsi que cela se pratique pour l'extraction de l'argent. On agite le minerai pulvérisé avec de l'eau, du mercure et des disques de fer, dans des tonneaux qui tournent sur leur axe. Les sulfures se divisent dans l'eau et y restent suspendus, tandis que l'or se précipite à l'état d'une poudre très-fine, et s'unit au mercure. L'amalgame lavé et comprimé, est soumis ensuite à la distillation. C'est ainsi qu'on opère dans plusieurs endroits du Piémont, de la Basse-Hongrie, du Tyrol. Mais, dans ce dernier pays, on se sert d'espèces de moulins en fonte (*fig.* 337), disposés en étages les uns au-

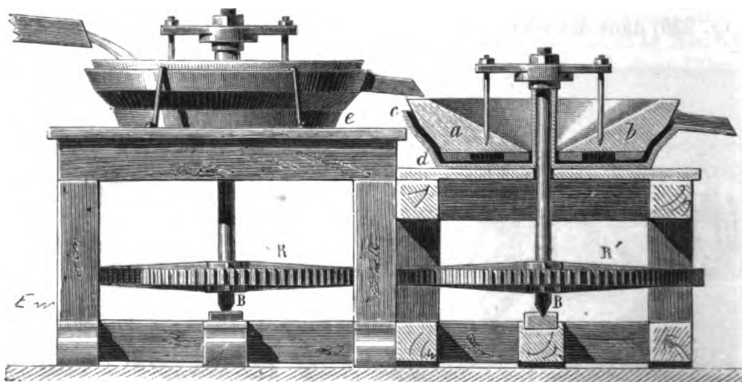



*Fig.* 337.

dessus des autres, au fond desquels on met une certaine quantité de mercure. Les pyrites, réduites en poudre fine, arrivent en suspension dans de l'eau, et sont agitées par la meule en bois de chaque moulin; cela met chaque parcelle en contact avec le mercure qui s'approprie le peu d'or qui s'y trouve. Lorsque les mêmes pyrites ont passé ainsi dans toute la batterie des moulins, elles en sortent épuisées d'or.

En Californie et en Australie, on emploie, depuis quelques années, un procédé analogue pour extraire l'or des roches quartzeuses qui le renferment. La machine en usage, qui broie, lave et amalgame le minerai du même coup, a été imaginée par M. Berdan, de New-York. Elle se com-

pose de 4 bassins en fonte réunis sur un même bâti en bois. Chaque bassin a 2m 10 de diamètre et 0m 85 de profondeur, et reçoit un mouvement de rotation d'un moteur quelconque. On y introduit du mercure, le minerai en morceaux de la grosseur du poing, et deux globes en fonte d'un poids considérable pour faire fonction de pilon. Par leur rotation et les chocs qu'ils impriment aux fragments de minerai, les globes ne tardent pas à le réduire en poudre impalpable. Pendant le travail, un filet d'eau tombe constamment dans chaque bassin, en même temps qu'un petit fourneau permet d'en chauffer le fond par-dessous. La poudre produite se délaie dans l'eau et y reste en suspension, tandis que les parcelles d'or tombent dans le mercure et s'y dissolvent. Les particules pierreuses les plus fines, se trouvant à la surface du liquide, s'échappent hors des bassins par des orifices ménagés dans le haut.

Chaque bassin permet de traiter de 5 à 6,000 kilog. de minerai dur par 24 heures, et exige une force motrice de six chevaux. On assure que l'extraction de l'or par cette méthode est tellement supérieure à ce qu'on obtient communément des meilleurs procédés anciens, que les résidus des lavages ordinaires rendent, dans la machine de Berdan, plus d'or qu'on n'en avait retiré du minerai vierge à la première opération.

Il y a loin, par conséquent, de la méthode anglo-américaine au procédé si grossier suivi dans la Nouvelle-Grenade et autres régions de l'Amérique du Sud pour extraire l'or des roches quartzeuses. La figure 338

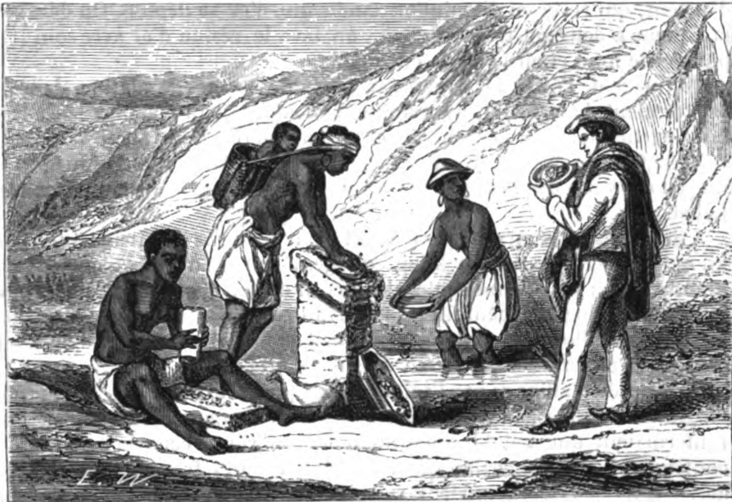


*Fig.* 338.

vous donnera une idée suffisante de l'état encore primitif des exploitations d'or chez les nations hispanico-américaines du nouveau continent. Les trois noirs qui opèrent dans cet atelier en plein vent, et avec leurs mains, peuvent à peine laver 100 kilog. de minerai dans leur journée.

L'or provenant de l'affinage par le plomb contient presque toujours de l'argent, du cuivre, du fer et de l'étain. Celui obtenu par amalgamation ne contient que de l'argent. Pour séparer le cuivre, le fer et l'étain, on fond le métal impur avec du nitre, qui oxyde ces trois métaux étrangers. Mais, pour le séparer de l'argent, on a recours à l'opération qu'on nomme *départ*.

Le *départ* (ainsi nommé du vieux mot *départir*, pour *séparer*) est fondé sur l'insolubilité du premier de ces métaux dans les acides.

Ce fut dans les siècles des croisades que l'on connut et que l'on employa les acides minéraux pour séparer l'or d'avec l'argent. On appela *eau-forte* la solution dans l'eau de l'acide azotique, qui fut d'abord employée à cette opération, à cause de l'action énergique qu'elle exerce sur l'argent, lorsqu'on veut le séparer de l'or. Il se faisait de l'azotate d'argent, et l'or restait dans les vases sous la forme d'une poudre brune, que l'on convertissait ensuite en lingots par la fusion. Dominique Honesti, Génois, obtint, le 18 septembre 1403, des lettres portant la permission de former à Paris un établissement pour *départir* l'or et l'argent.

Aujourd'hui, on opère l'*affinage* d'une manière plus économique, en remplaçant l'acide azotique par l'acide sulfurique, ainsi qu'Agricola le faisait déjà au commencement du seizième siècle. C'est Dizé, inspecteur de la Monnaie de Paris, qui a fait adopter, il y a vingt-cinq ans, ce nouveau mode, qui procure l'argent et l'or dans un état presque absolu de pureté. — L'alliage réduit en grenailles est traité dans des vases de platine par de l'acide sulfurique concentré et bouillant. Il se produit du sulfate acide d'argent, qui reste en dissolution tandis que l'or se dépose. On décante la liqueur à deux ou trois reprises, on lave le résidu d'or avec soin (1) puis on le fond et on le coule en lingots.

L'affinage de l'or et de l'argent, au moyen des vases de platine, dans le département de la Seine, livre annuellement à la banque, aux spéculations particulières, à la Monnaie et au commerce, une valeur totale de 130,000,000 de francs. C'est à Belleville, près Paris, que l'affinage au moyen des vases de platine a été d'abord exploité en grand par un nommé Lebel.

A Paris, les affineurs d'or prélèvent pour les frais d'affinage 5 fr. par kilog. d'or et 3 fr. 45 par kilog. d'argent contenant de l'or, que l'on nomme *doré*; mais, dans ce dernier cas, il est fait remise de 2 fr. 10 sur le prix du kilog. d'argent fin ; ainsi l'affinage ne coûte, en réalité que 1 fr. 35 par kilog. Les lingots contenant moins de 100/1000 d'or sont considérés comme *doré*, ceux au-dessus comme *or*.

Le procédé d'affinage par l'acide sulfurique a été appliqué, il y a une vingtaine d'années, au traitement des anciennes monnaies d'argent qui renfermaient une notable quantité d'or. Les vieux écus de 6 livres en contenaient une proportion que l'on a évaluée à 17 fr. pour une somme de 1,000 fr. en cette monnaie. Il y avait donc un grand bénéfice à réaliser dans leur refonte.

Le produit annuel des mines d'or était évalué, en 1811, par de Humboldt, à 19,126 kilog., représentant une somme de plus de 65 millions

---

(1) Cette poussière d'or, très-ténue, est souvent employée par les doreurs sur porcelaine ; on la connait, dans leurs ateliers, sous le nom *d'or en chaux*.

de francs. Ces chiffres sont singulièrement augmentés depuis cette époque, par suite de l'exploitation active des mines d'or de la Sibérie, des *placers* et des *diggings* de la Californie et de l'Australie, dont le produit s'accroît chaque année.

Si nous nous en rapportons aux documents statistiques réunis par M. Whitney, voici quelle aurait été, en 1854, la production de l'or dans le monde entier.

| ANCIEN MONDE. | kil. | fr. |
|---|---|---|
| Empire russe | 22,513 | 76,632,000 |
| Asie méridionale<br>Indes orientales | 9,380 | 31,930,000 |
| Empire d'Autriche | 2,138 | 7,280,040 |
| Afrique | 1,500 | 5,108,800 |
| Reste du monde | 0,056 | 191.579 |
| | 35,587 | 121,142,419 |

| NOUVEAU MONDE. | kil. | fr. |
|---|---|---|
| États-Unis | 75,045 | 255,440,000 |
| Australie, Océanie | 56,283 | 191,580,000 |
| Équateur, Nouvelle-Grenade | 5,628 | 19,158,000 |
| Mexique | 3,752 | 12,772,000 |
| Brésil | 2,251 | 7,663,200 |
| Chili | 1,125 | 3,831,600 |
| Pérou | 712 | 2,426,680 |
| Bolivie | 450 | 1,529,550 |
| | 145,246 | 494,401,030 |

En tout 180,833 kil., représentant une valeur de 615,543,449 fr. Ces chiffres sont bien inférieurs, certainement, à la production actuelle, qu'il est fort difficile d'indiquer.

Dans le résumé des travaux statistiques de l'administration des mines, publié par le gouvernement, nous voyons l'or figurer pour la première fois, en 1852, parmi les métaux produits en France. L'usine de Caroute (Bouches-du-Rhône) en a livré au commerce 18,312 grammes, représentant une valeur de 62,261 fr.

Le kilogramme d'or pur vaut 3,444 fr. 44 cent. ; mais avec la retenue du change, on ne le paie que 3,437 fr. 77 cent. L'or à 900/1000 vaut 3,100 fr., mais avec la retenue du change, 3,094 fr. seulement (tarif du 1er octobre 1849).

L'or, étant encore plus mou que l'argent, a besoin d'être allié au cuivre, pour pouvoir être converti en monnaie, ustensiles et bijoux. Voici dans quelles proportions les deux métaux sont combinés, d'après la loi :

| | | OR. | CUIVRE. |
|---|---|---|---|
| Monnaie d'or de France | | 900 | 100 |
| Vaisselle et ustensiles d'or | 1er titre... | 920 | 80 |
| | 2e titre... | 840 | 160 |
| | 3e titre... | 750 | 250 |
| Médailles | | 916 | 84 |

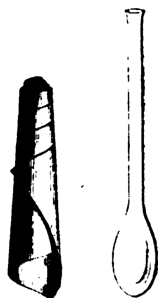
La monnaie d'or est donc au titre de 900/1000, tandis que les ouvrages d'orfévrerie sont tantôt au titre de 920/1000, tantôt à celui de 840/1000, tantôt enfin à celui de 750/1000. Mais il y a une remarque à faire : c'est que, comme l'or natif contient toujours un peu d'argent qu'on ne pourrait en séparer avec avantage, il s'ensuit que cet argent fait nécessairement partie des monnaies et de tous les ouvrages en or. Cette quantité d'argent est considérée par la loi comme du cuivre, et elle n'en tient aucun compte.

La *tolérance* pour la monnaie et les médailles est de 2/1000 audessus et-au dessous du titre légal ; elle est de 3/1000 au-dessous pour les objets ouvrés; il n'y a pas de limite supérieure.

L'alliage pour les bijoux ordinaires, qui renferme 25 p. 100 de cuivre, se ternit assez souvent par l'usage et prend un aspect sale, ce qui provient de l'oxydation du cuivre. On peut lui rendre son éclat primitif en le lavant avec un peu d'ammoniaque caustique.

Tous les alliages d'or et de cuivre, mis dans le commerce, sont soumis au contrôle comme les alliages d'argent. Pour reconnaître la qualité et déterminer le titre des monnaies, des bijoux et des ustensiles d'or, les essayeurs font usage de la coupellation avec le plomb, comme pour les ustensiles et objets d'argent et de cuivre. Mais comme on doit toujours y supposer de l'argent, et qu'ils n'en contiennent jamais que très-peu, il faut combiner les alliages d'or avec une certaine quantité d'argent, en même temps qu'on les coupelle, et traiter ensuite le bouton d'essai par l'acide azotique, opérations qui prennent, la première, le nom d'*inquartation*, et la dernière le nom de *départ*. Par ce moyen, on parvient à dissoudre et l'argent qu'on a ajouté, et celui qui fait partie de l'alliage, tandis qu'autrement, l'argent de l'alliage étant enveloppé d'or, il n'y aurait tout au plus que celui de la surface qui se dissoudrait. Dans tous les cas, l'or reste intact. Prenons pour exemple la monnaie d'or de France.

Lorsque la coupelle est à 30° ou 32° du pyromètre de Wedgwood, on y met 7 grammes de plomb pur, et lorsque le plomb est découvert, on y ajoute 1/2 gramme d'or et 1gr 35 d'argent fin, enveloppés tous deux dans le même cornet de papier. Tous les phénomènes que j'ai décrits précédemment s'observent encore ici, et l'on reconnaît aux mêmes signes que l'opération est terminée. Il faut donc la conduire comme celle de la coupellation de l'argent; toutefois, comme l'essai n'est point sujet à rocher, l'on peut se dispenser, au moment où il est prêt de passer, de rapprocher la coupelle de l'ouverture de la moufle.


*Fig.* 339. — 340.

La coupellation étant faite, et le bouton brossé par-dessus avec le gratte-brosse, on l'aplatit sur une enclume avec un marteau, on le recuit, c'est-à-dire qu'on le chauffe au rouge, pour qu'il ne se gerce pas en passant au laminoir, on le lamine de manière à obtenir une lame de 37/00 de millimètre d'épaisseur, on le recuit de nouveau, et on le roule en forme de cornet (*fig.* 339). Après quoi, on l'introduit, avec 70 à 72 grammes d'acide azotique pur à 22°, dans un petit matras pyriforme (*fig.* 340) d'une capacité de 9 à 10 centilitres, et on le soumet peu à peu à la chaleur, jusqu'au point de faire bouillir l'acide. Au bout de 22 minutes d'ébullition, l'acide est décanté et remplacé par 30 à 36 grammes d'acide azotique à 32°, que l'on n'entretient bouillant que pendant 10 minutes; alors, on le décante aussi, et on lave, à plusieurs reprises, par décantation, le cornet avec de l'eau distillée; ensuite, on remplit le matras d'eau, et on le renverse, en recevant son col dans un petit creuset de terre, où, par ce moyen, le cornet descend toujours, sans se briser; enfin, relevant adroitement le col du matras, décantant l'eau du creuset, et plaçant celui-ci sur des cendres chaudes, pour en vaporiser la majeure partie de l'humidité, il ne s'agit plus que de le faire rougir dans la moufle, de le laisser refroidir, d'en retirer l'or, et de le peser.

Les essais d'or sont toujours faits sur 50 centigrammes; mais la quantité de plomb et d'argent qu'on ajoute varie en raison du titre de l'or. La quantité d'argent doit être à peu près trois fois celle de l'or présumée dans l'alliage. Quant à la quantité de plomb, elle croît avec la quantité de cuivre. Voici les proportions employées habituellement :

| Par 1/2 gram des alliages suivants, on emploie : | en argent | et en plomb pur. |
|---|---|---|
| 1° Monnaie au titre de 900/1000..... | 1gr,35 | 7 gram. |
| 2° Or au titre de 990/1000.......... | 1 , 35 | 4 |
| 3° Or au titre de 750/1000.......... | 1 , 35 | 10 |

On se contente souvent, dans le commerce, de déterminer approximativement le titre des alliages d'or et de cuivre par l'épreuve à la *pierre de touche*. C'est une pierre siliceuse, d'un beau noir, dure et inattaquable par les acides. Voici comment on opère. On fait, sur une pierre de touche, une trace de 4 millimètres de longueur et de 3 millimètres de lar-

geur avec l'alliage ; puis on mouille cette trace avec une barbe de plume, trempée dans une liqueur composée de :

| | |
|---|---|
| Eau distillée........................ | 25 parties. |
| Acide azotique à 37°.................. | 38 — |
| Acide chlorhydrique à 22°............. | 2 — |

Cette liqueur dissout le cuivre de la trace ; on en examine l'effet; puis on essuie légèrement, pour enlever la liqueur, et l'on examine de nouveau ce qui reste de la trace métallique. Quand on a de l'habitude, on aperçoit très-approximativement le titre de l'alliage d'après la teinte verte, plus ou moins foncée, que prend la liqueur acide, et d'après l'épaisseur de la trace d'or pur qui reste sur la pierre. Quand on n'a pas acquis l'habitude suffisante, on fait des épreuves comparatives avec différents alliages connus, moulés en forme de fortes aiguilles, et qu'on appelle *touchaux*. L'or qu'on essaie est au même titre que l'aiguille dont la trace métallique ressemble le plus à la sienne. Les *touchaux* des orfévres sont des étoiles (*fig.* 341) composées d'aiguilles à cinq titres différents, savoir : 583, 625, 667, 708 et 750.

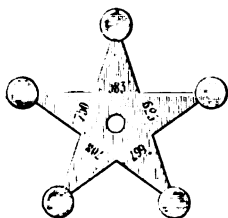


*Fig.* 341.

Pour les essais d'argent, les *touchaux* offrent huit aiguilles à différents titres, savoir : 700, 720, 740, 760, 780, 800, 950 et 1,000.

La pierre de touche sert, en même temps, à reconnaître les pièces fausses d'or et d'argent qui circulent souvent dans le commerce. Une pièce d'or fausse laisse un trait rouge sur la pierre de touche, et ce trait disparaît de suite par quelques gouttes d'acide azotique pur. Une pièce d'argent est fausse lorsque son trait sur la pierre est d'un blanc bleuâtre, et qu'il disparaît complètement par une goutte ou deux d'eau régale (1).

(1) La fabrication de la fausse monnaie est une pratique coupable d'une bien haute antiquité, puisque, dans l'ancienne Égypte, il y avait des lois sévères contre les faux monnayeurs. Diodore de Sicile nous apprend que l'on coupait les deux mains à ceux qui étaient convaincus du crime de fabrication et d'émission de fausse monnaie. On fraudait les monnaies, chez les Romains, soit en altérant ou abaissant le titre, au moyen du cuivre, soit en diminuant le poids, soit enfin en substituant à l'argent de l'étain ou un alliage de plomb et d'étain. C'est par suite de ces fraudes qu'on institua, par une loi, l'art d'essayer les monnaies. Cette loi fut si bien reçue du peuple, que Marius Gratidianus, son auteur, vit tous les quartiers de Rome lui élever des statues. Pline nous dit que les Espagnols, voisins des bords de la Méditerranée, étaient si habiles dans l'art métallique, qu'ils savaient de son temps altérer l'argent avec des eaux préparées. — Les anciens connaissaient la pierre de touche et s'en servaient, comme nous, pour éprouver la pureté de l'or et de l'argent ; ils employaient aussi la coupellation pour purifier les métaux et pour essayer les monnaies. — Il y avait encore un moyen de séparer l'or de l'argent par la voie sèche. Strabon et Pline en parlent en termes peu précis, toutefois.— Avant Philippe le Bel, sous le règne duquel l'essai des monnaies se fit régulièrement à la coupelle, quand on voulait savoir le titre d'une monnaie ou d'une autre ma-

Les orfévres et les bijoutiers donnent des noms spéciaux à certains alliages d'or et d'argent qu'ils travaillent; voici leur composition :

| NOMS DES ALLIAGES. | OR. | ARGENT. | CUIVRE. | PLATINE. |
|---|---|---|---|---|
| Or jaune ou or pâle .... | 708 | 292 | » | » |
| Or vert ............... | 700 | 300 | » | » |
| Electrum.............. | 800 | 200 | » | » |
| Or rouge pour soudure des bijoux........... | 500 | » | 100 | » |
| Soudure pour objets à 750/1000 ............ | 400 | 100 | 100 | » |
| Or blanc.............. | 800 | » | » | 200 |

Le cuivre ne change pas la couleur de l'or; il ne fait que l'exalter. Pour donner aux divers alliages d'or que l'on travaille l'aspect et la couleur franche de l'or pur, on fait subir aux objets confectionnés une opération appelée *mise en couleur*, et qui a pour effet d'enlever de la surface le cuivre ou l'argent qui s'y trouve, de manière à n'y laisser que de l'or pur ou presque pur. On arrive à ces résultats en chauffant les objets au rouge sombre et en les plongeant dans de l'acide azotique faible, ou bien en les recouvrant d'une pâte composée de salpêtre, d'alun, de sel marin et d'eau, qu'on n'enlève qu'après un quart d'heure de contact. Dans ce dernier cas, le chlore devenu libre par la réaction qui s'établit entre les trois sels mélangés, enlève à la pièce du cuivre et de l'or; mais ce dernier ne tarde pas à se précipiter et à dorer la surface de la pièce; on passe ensuite celle-ci au brunissoir pour lui donner le poli et l'éclàt convenables.

L'amalgame d'or joue un rôle important dans l'art du doreur sur bronze et autres métaux. Il est fait ordinairement dans les proportions de 1 partie d'or pour 8 à 9 de mercure. L'alliage de cuivre qu'on destine à la dorure n'est pas composé comme le bronze des canons et des cloches; c'est plutôt une sorte de laiton renfermant un peu d'étain et de plomb. Voici, brièvement, comment on opère la dorure avec l'amalgame :

On chauffe le laiton au rouge pour détruire les corps gras dont il pourrait être recouvert, puis on le décape, en le plongeant dans de l'acide

tière d'argent, on en tirait un à deux grains avec un petit instrument appelé *échoppe*, on les mettait sur des charbons ardents, et on jugeait, par leur couleur plus ou moins blanche, du titre de l'argent : c'est ce qu'on appelait faire l'*essai à la nature* ou *à l'échoppe*. Pour essayer l'or, on se servait de la pierre de touche.

sulfurique faible; après quoi, on le lave et on le sèche en le frottant avec du son ou de la sciure de bois. On le frotte alors avec une dissolution étendue d'azotate de mercure, puis on y applique, à l'aide d'une brosse, une certaine quantité d'amalgame d'or pulvérulent; on étend uniformément la poudre, puis, en chauffant la pièce le mercure se volatilise complétement, et l'or reste seul à la surface du métal, sous forme d'un enduit brun foncé. Au sortir du feu, les uns font bouillir la pièce dans l'eau, d'autres dans une décoction de réglisse, d'autres dans celle de farine de marrons d'Inde; tous, en même temps, la frottent pour la nettoyer. La pièce est alors d'un jaune sale. On ne parvient à lui donner la couleur de l'or qu'en la couvrant d'une bouillie composée de sel de nitre et d'alun, l'exposant au feu, la traitant par l'eau chaude et l'essuyant. On la passe ensuite à la *dent de loup* lorsqu'on veut la brunir, et on la livre au commerce.

Ce genre d'industrie est un des plus dangereux pour les ouvriers qui l'exercent, en raison des vapeurs mercurielles qui se dégagent pendant presque toutes les opérations de la dorure. En 1816, Ravrio, un des plus célèbres fabricants de bronzes dorés, fonda un prix de 3,000 francs, qui devait être décerné par l'Académie des sciences au meilleur travail sur les procédés propres à préserver les doreurs des accidents auxquels ils étaient exposés. Ce prix fut remporté par d'Arcet, qui imagina un système complet de ventilation à l'aide duquel toutes les vapeurs sont entraînées, à mesure qu'elles se forment, dans un grand corps de cheminée qui les porte dans l'air. C'est un immense service que ce savant chimiste a rendu aux ouvriers.

Les anciens connaissaient très-bien l'art de la dorure des métaux au moyen de l'amalgame d'or. Pline décrit un procédé, usité de son temps, qui diffère fort peu de celui dont je viens de parler.

L'argent est doré comme le laiton. On le connaît alors sous le nom de *vermeil*.

On dore aussi de plusieurs autres manières : tantôt avec de l'or en feuilles qu'on applique sur le métal décapé et chaud, et qu'on fixe ensuite à l'aide du brunissoir ; tantôt avec de l'or en poudre dit *or en drapeaux*, qu'on obtient en brûlant de vieux chiffons de linge imbibés préalablement d'une dissolution d'or. Les cendres sont ensuite brûlées dans un plat de porcelaine, puis étendues par frottement, au moyen d'un bouchon de liége, sur l'objet qu'il s'agit de dorer. Cette dorure est susceptible d'un très-beau poli; mais ces procédés mécaniques ne font pas, à beaucoup près, des dorures aussi solides, aussi uniformes que celles qu'on obtient par l'intermédiaire du mercure.

Depuis 1840, deux nouveaux procédés pour la dorure du laiton, de l'argent et de presque tous les autres métaux, ont été imaginés, et tous deux sont fort curieux. L'un a lieu par une réaction chimique et par voie humide, l'autre par une réaction électro-chimique.

Le premier, d'origine anglaise, et dû à M. Elkington, est désigné sous le nom de *dorure par immersion* ou *au trempé*. Il consiste à dissoudre l'or dans l'eau régale, à évaporer la dissolution au bain-marie, jusqu'à vaporisation de l'acide superflu, à dissoudre le chlorure d'or dans 130 fois son poids d'eau, et à y ajouter une quantité de bicarbonate de potasse égale à sept fois le poids du chlorure d'or. C'est dans ce mélange bouil-

lant qu'on plonge, pendant quelques minutes, les métaux qu'on veut dorer. Ce qu'il y a de plus siugulier, c'est que la dorure cesse d'avoir lieu aussitôt que le bain ne renferme plus de bicarbonate de potasse. Mais, par ce procédé, on ne peut fixer qu'une quantité d'or tellement faible à la surface de la pièce, qu'il est impossible à la meilleure dorure par la voie humide d'atteindre l'épaisseur à laquelle la plus mauvaise dorure au mercure est forcée d'arriver.

L'autre procédé est tout différent. L'idée première en appartient à M. de la Rive, savant professeur de physique à Genève, qui, le premier, a songé à utiliser la propriété du courant électrique pour opérer la précipitation de l'or sur le laiton et l'argent. Cette idée lui a été suggérée par les belles expériences galvanoplastiques du professeur Jacobi, de Saint-Pétersbourg; je vais vous les faire comprendre en quelques mots.

Lorsqu'on soumet à l'action d'un faible courant électrique, en se servant des petites piles modernes, à cloisons, soit celle de *Daniell*, soit celle de *Bunsen*, une dissolution métallique des quatre dernières sections, celle de sulfate de cuivre, par exemple, le métal de la dissolution est réduit et vient se déposer en petites pellicules au pôle négatif de la pile, tandis que l'oxygène et l'acide du sel se rendent au pôle positif. C'est là un fait général dont l'introduction dans la science est due à sir H. Davy, et remonte déjà à plus d'un demi siècle.

Eh bien ! si au pôle négatif de la pile, on a attaché, avant de la faire fonctionner, une plaque métallique ou toute autre matière conductrice portant des caractères ou des dessins gravés en creux au burin ; aussitôt qu'on mettra la pile en activité, le cuivre réduit se déposera sur la plaque plongeant dans la dissolution du sulfate, il se moulera exactement dans les creux, et il formera bientôt une empreinte en relief qui reproduira très-fidèlement les traits les plus délicats de l'original.

Maintenant à cette plaque gravée substituez le moule en creux d'une médaille en soufre, en plâtre, ou en stéarine, d'un bas-relief en terre cuite ou en plâtre, une statuette en plâtre, tous objets que l'on recouvre de plombagine, pour rendre leur surface conductrice de l'électricité, et vous obtiendrez la reproduction exacte en relief de la médaille, du bas-relief, vous aurez une statuette entièrement recouverte de cuivre, offrant la finesse et la perfection des modèles.

C'est en ceci que consiste le nouvel art désigné sous le nom de *galvanoplastie*, dont l'imprimerie, la stéréotypie, la fabrication des billets de banque, des timbres-postes, la gravure sur cuivre, la statuaire, la confection des rouleaux d'impression pour les imprimeurs sur tissus, la reproduction des planches d'acier, des gravures sur bois, des plaques daguerriennes, le moulage des fruits, etc., tirent actuellement un parti si avantageux. Peu d'années ont suffi, depuis les premiers essais tentés en 1837 par MM. Jacobi, Spencer, de la Rive et Daniell, pour porter à une rare perfection ce précieux moyen de modeler les métaux en les précipitant lentement de leurs dissolutions salines par l'action du courant électrique.

Vous trouverez dans des ouvrages spéciaux tous les renseignements nécessaires pour pratiquer avec succès la *galvanoplastie* (1). Je me borne à vous en faire connaître le principe.

---

(1) Je recommande surtout les *Manipulations hydroplastiques, guide pratique*

Ce sont ces procédés galvaniques qui ont été étendus, par M. de la Rive, puis par M. Perrot, de Rouen, et en dernier lieu par MM. Elkington et de Ruolz, non-seulement à la dorure et à l'argenture du cuivre, du bronze, du laiton, de l'étain, du plomb, du fer, du platine et de l'acier, mais au platinage, au zincage, au cobaltisage et au nickelisage du fer, c'est-à-dire à l'opération par laquelle on recouvre ce dernier métal d'une couche mince et homogène de platine, de zinc, de cobalt et de nickel. M. de Ruolz s'est assuré la propriété de ce nouvel art par un brevet d'invention, en date du 19 décembre 1840, brevet que M. Christofle a exploité depuis sur une très-grande échelle et avec le plus grand succès.

Ce qui distingue la *dorure galvanique* de la *galvanoplastie*, c'est que, par cette dernière, le métal déposé est en couches d'une épaisseur que rien ne limite et qu'on peut toujours détacher de l'objet sur lequel elles se sont déposées, tandis que dans le cas de la *dorure*, de l'*argenture*, etc., le métal déposé à la surface d'un autre y adhère d'une manière intime et fait participer ce dernier aux précieuses propriétés qu'il possède, notamment à son inaltérabilité au contact de l'air.

La dorure des métaux, la fabrication du *vermeil* sur argent ou maillechort, s'exécutent aujourd'hui, avec la plus grande facilité, en plongeant les pièces à dorer dans un bain composé de 1 gramme de chlorure d'or et 10 grammes de cyanure de potassium dissous dans 200 grammes d'eau, en même temps que les objets et le bain sont soumis à l'action d'un faible courant galvanique. Chez M. Christofle, c'est le cyanure d'or, combiné au cyanure de potassium qu'on emploie pour les bains, dont on élève la température jusque près de l'ébullition. Il y a deux bains d'or, l'un assez pauvre en or, l'autre très-riche ; celui-ci contient 500 grammes d'or.

Pour entretenir ces bains à un degré de concentration constant, on suspend au pôle positif de la pile une lame d'or qui se dissout à mesure que la dissolution laisse déposer son or, sur les pièces en communication avec le pôle négatif.

L'argent, le maillechort, le bronze, le laiton, le cuivre pur sont dorés très-rapidement par ce moyen avec des couleurs très-pures et très-belles. On varie à volonté l'épaisseur de la couche d'or, sa couleur même. On peut faire sur les mêmes pièces des mélanges de mat et de poli; enfin, on dore avec une égale facilité les pièces de grande dimension, les pièces plates ou à relief, les pièces creuses ou gravées, et les filaments les plus déliés. L'exposition universelle de 1855 a montré la perfection à laquelle on est arrivé, sous ce rapport, en France, en Angleterre, en Allemagne.

Les autres métaux, le fer, l'acier, le zinc, l'étain, le plomb, se dorent mal, mais on a surmonté la difficulté par un ingénieux artifice; on recouvre d'abord ces différents métaux d'une légère couche de cuivre, au moyen de la pile et d'un bain de sulfate de cuivre, et c'est ensuite sur ces métaux ainsi *cuivrés* qu'on fait déposer la couche d'or qui doit rehausser leur prix. C'est ainsi qu'on opère pour les couteaux de dessert, les instruments de laboratoire et de chirurgie, les armes, les montures de lunettes, et autres objets en fer ou en acier.

---

*du doreur, de l'argenteur et du galvanoplaste*, par Alfred Roseleur. — 1 vol. in-8 avec figures, 1855. Paris, chez l'auteur, rue des Enfants-Rouges, 8, au Marais.

*L'argenture galvanique* procède absolument de la même manière que la dorure; il n'y a de différence qu'en deux points : la température, qui est celle de l'atmosphère et la composition des bains pour lesquels on emploie pour 250 parties d'eau : 2 parties de cyanure d'argent contre 10 parties de cyanure de potassium.

Chez M. Christofle, les cuves pour l'argenture (*fig.* 342) sont d'une

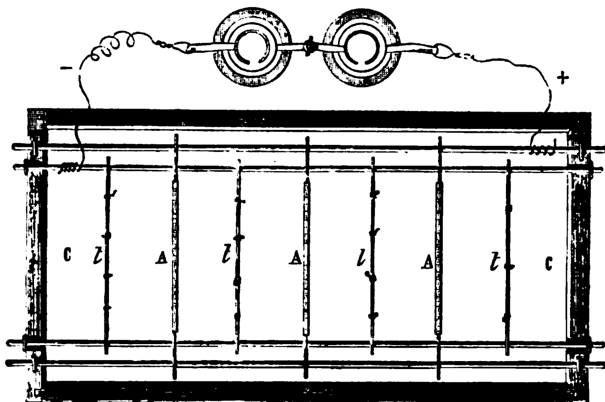



*Fig.* 342.

vaste capacité; chacune peut contenir de 650 à 700 litres de dissolution, c'est-à-dire 15 ou 16 kilogr. de cyanure d'argent. De larges lames d'argent fin A, A, A de 6 kilogr. sont suspendues dans la dissolution des cuves C, C et communiquent avec le pôle positif d'une pile d'Archereau, modification de celle de Bunsen, dont deux éléments suffisent pour opérer pendant 24 heures. En face des lames d'argent, sont horizontalement et parallèlement appuyées sur les bords de la cuve des tringles de métal *t, t, t, t* en communication avec le pôle négatif de la pile. C'est à ces tringles que l'on suspend, par des fils d'argent, tous les vases de cuivre, de laiton et de maillechort qui doivent être argentés. Chaque cuve dépose de 15 à 1,800 gr. d'argent en 24 heures. On peut y argenter à la fois six douzaines de couverts. L'atelier de M. Christofle contient 12 cuves semblables. — Les objets de métal que l'on veut argenter, sont d'abord parfaitement dérochés dans des lessives alcalines et acides, et passés dans l'eau distillée; à peine sont-ils suspendus dans le bain qu'ils commencent à blanchir. S'ils ont reçu un bon poli, leur aspect devient promptement aussi blanc et aussi brillant que la plus belle porcelaine. Retirés du bain, lavés, séchés, et pesés, comme ils l'avaient été auparavant, pour constater l'argent qu'ils ont reçu (1), ces ouvrages sont transportés à l'atelier où on les brunit, en totalité ou en partie, selon leur destination pour l'usage ou la décoration.

(1) On dépose généralement 60 gram. d'argent fin par douzaine de couverts, et la couche d'argent est assez forte pour garantir le laiton ou le maillechort pendant quatre à cinq ans.

C'est de la même manière qu'on fabrique des plaques de photographie d'une grande perfection et plus favorables aux opérations daguerriennes que celles de cuivre plaqué. M. Christofle argente 500 plaques photographiques par jour.

L'argenture galvanique a pris, depuis quinze ans, une importance considérable. Elle se substitue au plaqué, et véritablement il est impossible de distinguer à l'œil nu les objets ainsi argentés de la véritable argenterie à 950 millièmes.

On dore et l'on argente également par la pile non-seulement les bronzes d'art et de décoration, mais encore des ouvrages de basse sculpture, fondus en zinc et n'ayant aucune valeur intrinsèque. Aujourd'hui la dorure et l'argenture galvaniques ont complétement anéanti la dorure au mercure; les bronziers les plus célèbres ont été obligés de céder à l'impulsion générale et à la concurrence; le vermeil même, par la voie humide, remplace peu à peu l'ancien vermeil au mercure.

Un pas de plus a été fait tout récemment dans l'art de recouvrir les métaux les uns par les autres au moyen de l'électricité. M. de Ruolz a trouvé le moyen de précipiter immédiatement sur le fer de véritables alliages métalliques, tels que le bronze et le laiton, fait que la théorie n'aurait osé espérer. C'est en soumettant au courant galvanique des bains contenant, en proportions convenables, des dissolutions de sels d'étain et de cuivre, ou de zinc et de cuivre, qu'on arrive à ces merveilleux résultats; les deux métaux dissous, en se rencontrant au moment de leur précipitation, se combinent ensemble, et s'attachent au fer sous la forme de bronze ou de laiton.

L'adoption des nouveaux procédés de dorure est un événement mémorable dans l'histoire de l'industrie, au point de vue de la science et de la pratique; mais c'est de plus un bienfait pour la classe des ouvriers doreurs, qui sont ainsi affranchis de la meurtrière influence des vapeurs mercurielles qui les décimaient si rapidement. On peut donc dire avec raison qu'en cette circonstance, comme dans tant d'autres d'ailleurs, la science est venue véritablement au secours de l'humanité. Aussi, envisageant la question sous tous ces rapports, l'Académie des sciences a-t-elle décerné, dans sa séance publique du 19 décembre 1842, un prix de 3,000 fr. à M. de la Rive, et des prix de 6,000 fr. à MM. Elkington et de Ruolz.

Pour la dorure sur porcelaine, on fait usage d'or en poudre, obtenu de deux manières différentes. Lorsqu'on verse une dissolution de sulfate de fer dans une dissolution d'or par l'eau régale, il se dépose de l'or, réduit en poudre noirâtre, qu'on lave bien, qu'on fait sécher, et qu'on broie ensuite avec du miel pour mieux le diviser. On lave la pâte à l'eau bouillante pour enlever le miel, et l'or qui reste, étant mêlé avec 1/12 de sous-azotate de bismuth, est fixé sur la porcelaine au moyen d'un mordant gras. On passe la pièce au feu; le mordant gras se brûle, le fondant entre en fusion, et l'or se colle à la pièce.

L'autre moyen d'avoir la poudre d'or consiste à broyer les rognures de feuilles d'or ou les feuilles défectueuses que les batteurs nomment *bactrioles*, sur une glace avec du miel ou une dissolution épaisse de gomme arabique, qu'on sépare ensuite à l'aide de l'eau chaude. L'or très-divisé qui reste est ordinairement délayé dans une solution concentrée de gomme arabique et étendu en couches minces dans des coquil-

les ; aussi le connaît-on, dans les arts, sous le nom d'*or en coquilles* dont l'enluminure fait un très-fréquent usage (1). Cet or, broyé de nouveau avec de la gomme, s'emploie pur pour dorer la porcelaine tendre; mais, pour la porcelaine dure, on ajoute un fondant qui est souvent le sous-azotate de bismuth.

On fait la dorure à l'huile ou à la colle en recouvrant la surface qu'on veut dorer de l'une ou de l'autre substance ; et quand elle est presque sèche on applique des feuilles d'or, en les appuyant légèrement avec du coton. C'est ainsi qu'on dore la tranche des livres, le plâtre, le bois, le carton, le cuir, le fer, etc. On recouvre ensuite le plus souvent l'or avec un vernis. Les cadres de tableaux sont d'abord encollés avec de la céruse, puis poncés, polis et dorés ainsi qu'on vient de le dire. Dans tous les cas, il faut mettre plusieurs couches successives d'or. Enfin, on frotte au brunissoir.

Cette pratique de dorer les bois, les lambris, le marbre et autres objets d'ornementation, nous vient des Romains, qui adoptèrent généralement ce luxe peu de temps après la ruine de Carthage, 146 ans avant Jésus-Christ.

L'or ne se dissout bien que dans l'eau régale, et il est alors converti en sesquichlorure, $Au^2Cl^3$, qu'on appelle encore *perchlorure d'or* ou *chloride aurique*. Cristallisé, ce composé est en petites aiguilles jaunes rougeâtres ; quand il est tout à fait sec, il est en poudre d'un rouge brun foncé. — Il a une saveur styptique et amère fort désagréable ; il est très-peu stable, puisque les rayons solaires ramènent l'or à l'état métallique. Tous les corps qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxygène, ou qui peuvent lui enlever du chlore, en déterminent également la décomposition. Ainsi l'hydrogène, le charbon, le phosphore, la plupart des métaux, l'acide sulfureux, les sels de protoxydes de fer, d'étain, de mercure, les matières organiques, les acides végétaux, en isolent l'or, tantôt en poudre noirâtre ou rougeâtre, tantôt en poudre d'une belle couleur pourpre.

Ce qu'on désigne, dans les arts, sous le nom de *pourpre de Cassius* n'est autre chose que le précipité formé par un mélange de bichlorure et de protochlorure d'étain dans une dissolution de perchlorure d'or suffisamment étendue. Les flocons gélatineux, violets, pourpres ou roses, qui se forment dans ce cas, sont solubles dans l'ammoniaque. On s'accorde à considérer ce composé coloré comme un sel double, un stannate de protoxyde d'or uni à du stannate de protoxyde d'étain ; on lui assigne la formule suivante :



$$Au^2O,SnO^2 + SnO,SnO^2 + 4HO.$$

(1) *L'argent en coquilles*, que les peintres et les enlumineurs emploient pour obtenir le ton blanc, dit d'*argent*, est préparé de la même manière.

C'est avec ce *pourpre* que les peintres sur porcelaine et les peintres verriers produisent ces magnifiques couleurs pourpres, roses et violettes, qu'on admire sur les poteries et les vitraux de nos églises. En 1668 André Cassius, médecin de Zurich, remarqua qu'en plongeant une lame d'étain dans une dissolution d'or, il se produit une poudre pourpre, dont il ne fit jamais connaître, toutefois, le mode de préparation. La manière de l'obtenir n'a été publiée pour la première fois qu'en 1681 par le fils de Cassius, qui lui a donné le nom sous lequel on la désigne encore aujourd'hui.

Des nombreuses recettes indiquées, depuis cette époque, pour la fabrication de cette belle couleur minérale, l'une des meilleures est celle formulée par Brongniart père, dans son *Traité des arts céramiques*. La voici :

On prépare, au moment de s'en servir, une eau régale avec :

| | |
|---|---|
| Acide chlorhydrique ordinaire ................. | 16gr,8 |
| Acide azotique à 36°.......................... | 10 ,2 |

On dissout 50 centigrammes d'or fin dans 9 grammes de cette eau régale, et on délaie la dissolution dans 14 litres d'eau pure; la liqueur ne présente qu'une faible teinte paille. — D'un autre côté, à 18 grammes de la même eau régale, additionnée de 3 à 5 grammes d'eau pure suivant la température, on ajoute par petites portions 3 grammes d'étain fin laminé, en maintenant le vase où s'opère la réaction dans un lieu frais. — Quand tout est dissous, on décante la partie claire pour la séparer d'un dépôt noir qui s'est formé, et on la verse goutte à goutte dans la dissolution d'or. Le précipité de pourpre qui apparaît par l'agitation, lavé à l'eau bouillante, est d'une belle couleur de vin vieux. Il fournit toujours d'excellentes couleurs avec les fondants convenables sur porcelaine.

Le chloride d'or colore très-promptement la peau en brun ou en pourpre, et cette coloration ne disparaît qu'avec la chute de l'épiderme.

Il est très-soluble dans l'esprit-de-vin et dans l'éther. Si j'agite la dissolution aqueuse de ce composé avec de l'éther, celui-ci va l'enlever à l'eau, qui restera sans couleur. L'*or potable* des anciens était cette dissolution éthérée. Guyton de Morveau l'employait pour dorer le fer et l'acier. Pour cela, il chauffait légèrement la pièce métallique à dorer, puis étendait, avec un pinceau, à sa surface, la dissolution éthérée. L'éther s'évaporait à l'instant, et laissait l'or sous forme d'une couche très-mince, qu'il fixait en la polissant avec le brunissoir. Mais cette dorure n'est pas solide.

Si l'on verse dans la dissolution d'or très-étendue une dissolution de *sulfure de potassium*, il se dépose du sulfure d'or en

poudre d'une couleur brun chocolat. C'est avec ce sulfure d'or qu'on obtient le lustre dit *burgos*, qu'on applique sur un grand nombre d'objets de poterie.

Il y a deux oxydes d'or : l'un, qui est une base faible, est représenté par $Au^2O$ ; c'est le *protoxyde d'or*. L'autre, qui a pour formule $Au^2O^3$, est un sesqui-oxyde, qui porte habituellement le nom d'*acide aurique*, parce qu'il ne se combine qu'avec les bases et notamment avec la potasse et la soude. Il est sous la forme d'une poudre d'un brun foncé, que les rayons solaires ramènent très-rapidement à l'état d'or métallique.

Pour obtenir cet acide, on sature une dissolution de perchlorure d'or par du carbonate de soude, et on fait bouillir. Il se dépose alors une poudre brune, qui est un hydrate d'acide aurique.

Lorsque, dans le même chloride d'or, on verse de l'ammoniaque caustique, il se dépose presque sur-le-champ des flocons qui, séchés à une douce chaleur, constituent un *ammoniure d'or* que Basile Valentin décrivit le premier sous le nom d'*or fulminant*, en raison de sa propriété de détoner par la chaleur, le frottement ou la percussion. Ce composé, aussi dangereux à manier que l'*argent fulminant*, a occasionné un accident déplorable, qui apprend avec quelle précaution il faut toucher à ces poudres fulminantes. Un pharmacien, nommé Fasciau, causait en tenant à la main un flacon rempli d'or fulminant, dont il tournait le bouchon ; tout à coup, et probablement à cause de quelques parcelles restées entre le bouchon et le col du vase, il y eut détonation de toute la matière ; le flacon fut brisé en mille pièces, et ses fragments allèrent crever les yeux de l'imprudent. Un décigramme d'or fulminant produit une explosion comparable à celle d'un pistolet.

Je termine ici l'histoire de l'or et de ses composés, pour vous dire quelques mots d'un métal qui joue un rôle tout aussi important que l'or et l'argent, et qui rend d'immenses services à l'industrie ; je veux parler du Platine.

## Du Platine.

Ce métal était inconnu, en Europe, avant 1748, mais il avait été distingué depuis longtemps par les mineurs de l'Amérique du Sud, puisque le gouvernement espagnol avait prescrit à ceux-ci, dans la crainte qu'on ne fît usage de ce métal pour falsifier l'or, de jeter, dans une rivière voisine des mines où on les recueillait, les grains de platine. Les Espagnols du Pérou en faisaient des gardes d'épée, des chaînes de montre et d'autres petits objets d'agrément ; mais ils le regardaient tout simplement comme une sorte d'argent.

Indiqué en 1557 par Jules-César Scaliger, comme un métal in-

fusible qu'on trouvait en Amérique, le platine n'a été signalé avec précision qu'en 1748 par don Antonio de Ulloa, mathématicien espagnol, qui avait accompagné, en 1735, au Pérou, les académiciens français envoyés pour prendre la mesure d'un degré du méridien. Il paraît que Charles Wood, essayeur à la Jamaïque, avait découvert, plusieurs années auparavant, en 1740, le même métal, mais il n'en parla, toutefois, qu'en 1749. Watson, Lewis et Schœffer, de 1749 à 1754, furent les premiers chimistes qui entreprirent l'étude des propriétés de ce précieux métal, auquel le dernier donna le nom d'*or blanc*. Buffon prétendit que ce n'était pas un élément proprement dit, mais un composé d'or et de fer. Cette opinion subsista jusqu'en 1777, époque à laquelle Bergmann démontra que le platine est véritablement un corps simple, doué de propriétés caractéristiques et spéciales. Depuis, les nombreux travaux entrepris par les chimistes les plus distingués qui, tous, à l'envi, voulurent étudier ce métal, ont complété son histoire, qui laisse peu de chose à désirer.

Le nom de *platine*, dérivé du mot espagnol *platina*, petit argent, diminutif de *plata*, argent, a été donné au métal dont je parle, à cause de sa couleur, et parce qu'on pensait qu'il n'était qu'une modification de l'argent (1).

Le platine n'a été trouvé, jusqu'ici, qu'à l'état natif, ou plutôt à l'état d'alliage avec le fer, le rhodium, l'iridium, le palladium, l'osmium et le ruthénium. Son union avec le fer est tellement intime que les agents ordinaires sont impuissants à la détruire. Ceci peut excuser Buffon d'avoir contesté l'existence du platine comme métal distinct et nouveau, car, à son époque, les moyens d'analyser les minéraux n'étaient pas assez parfaits pour permettre d'isoler tous les métaux étrangers qui accompagnent le minerai de platine.

Celui-ci se montre presque toujours dans les mêmes terrains que l'or granulaire, c'est-à-dire dans des sables ou des terrains d'alluvion qui renferment également le diamant. Les premières mines connues sont celles du Pérou, dans les provinces de Choco, de Novita et de Santa-Rita. Il y en a aussi à Barbacoas (Colombie), Matto-Grosso (Brésil), Carthagène (Nouvelle-Grenade), dans la rivière d'Yaki (Saint-Domingue).

---

(1) Un auteur Italien, Cortinovis, a essayé de prouver, en 1790, que ce métal était l'ELECTRUM des anciens; mais il est bien évident que l'ELECTRUM n'était autre chose qu'un alliage d'or et d'argent dont on faisait des coupes, des statues et des colonnes. En 1824, Rever, très-savant antiquaire normand, a donné beaucoup plus de probabilités à l'opinion que les Grecs et les Romains connaissaient et employaient à des ouvrages précieux le platine, les premiers sous le nom d'OR BLANC, les seconds sous celui de PLOMB BLANC. (*Discussions sur l'antiquité de la découverte et de l'usage du platine; citations de divers auteurs anciens à ce sujet*. F. Rever. 2e édition. Rouen. 1827.) M. Ferd. Hoefer, dans son intéressante *Histoire de la chimie*, croit aussi que le PLOMB BLANC dont parle Pline ne pouvait être que du platine.

Plus tard, Vauquelin constata la présence de ce métal dans les minerais argentifères de l'Estramadure, en Espagne. En 1823, on a découvert du platine en Sibérie, dans les sables aurifères qui sont aux pieds des monts Ourals. En 1847, M. l'ingénieur Gueymard a trouvé le même métal, mais en très-minimes proportions, dans les diverses roches et minerais des Alpes Dauphinoises, dans le sable du Drac, dans les pyrites de l'Isère, les galènes de l'Isère et de la Savoie, dans les cuivres gris carbonatés.

Tout récemment, on a signalé le platine dans les sables aurifères et diamantifères de Bornéo, où sa quantité, d'après les calculs de plusieurs naturalistes, ne s'élèverait pas à moins de 300 kilogr. par année, s'il était convenablement recueilli. Jusqu'ici, les indigènes et les Chinois qui recueillent précieusement l'or des sables du district méridional de Bornéo, rejettent le platine comme matière sans valeur, parce qu'ils ne connaissent pas encore les moyens de travailler ce métal.

Le platine se présente ordinairement, dans les sables, en paillettes minces ou en grains irréguliers, le plus souvent aplatis; les plus volumineux sont habituellement de la grosseur d'un petit pois. On a trouvé quelquefois des masses ou *pépites* de platine d'un volume remarquable. L'une d'elles, pesant 800 grammes, a été ramassée, en 1814, par un esclave nègre, dans la mine d'or de Condoto, au Pérou. Une autre, du poids de 1,750 grammes, a été découverte à Nijni-Tagilsk, dans l'Oural; une troisième, pesant 4,320 grammes, a été rencontrée plus récemment dans les mines de Demidoff, dans la même contrée. En mars 1831, on a trouvé, dans les mêmes mines, une pépite de 9 kilogrammes 1/2, et, en 1832, deux autres du poids de 6 kilogrammes 1/2 et de 9 kilogrammes 1/2.

Le minerai de platine, tel qu'on le livre au commerce, renferme un assez grand nombre de substances, savoir : du rhodium, de l'iridium, du palladium, de l'osmium, du ruthénium, de l'osmiure d'iridium, du cuivre, du fer, du quartz, de l'or, de l'argent, etc. Voici la teneur en platine pur ou presque pur des principaux minerais analysés jusqu'ici par MM. Claus, Bleekerode, Deville et Debray :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Minerai | du Choco ou de Colombie........... | 76,82 à 86,20 | p. 0/0 |
| | de Barbacoas (province d'Antioquia). | 84,30 | — |
| | de Pinto (Amérique du Sud)......... | 84,34 | — |
| | de Californie...................... | 76,50 à 85,50 | — |
| | de l'Orégon........................ | 50,45 | — |
| | d'Australie........................ | 59,80 à 61,40 | — |
| | d'Espagne.......................... | 45,70 | — |
| | non magnétique de Nijni-Tagilsk (Sibérie)........................... | 78,94 | — |
| | magnétique de la même localité..... | 73,58 | — |
| | de Goro-Blagodat (Sibérie)........... | 85,97 | — |
| | de Banjarmassin (ile de Bornéo)..... | 70,21 | — |

Vous concevez, Messieurs, que pour isoler le platine de toutes ces substances étrangères qui l'accompagnent, il faut recourir à de nombreuses opérations. Toutefois, depuis les travaux de Vauquelin, l'extraction de ce métal est bien simplifiée. Voici comment on la pratique :

On traite le minerai, d'abord calciné au rouge, par de l'eau régale, jusqu'à ce que l'acide paraisse ne plus agir sur le résidu. L'eau régale est affaiblie par un peu d'eau, afin d'attaquer le moins possible l'iridium, qui a l'inconvénient de rendre le platine cassant. On évapore la dissolution en consistance de sirop, pour en chasser l'excès d'acide ; on l'étend de dix fois environ son poids d'eau, et l'on y verse un excès de dissolution de sel ammoniac, saturée à froid. On recueille le précipité jaune qui se forme (c'est un sel double de chlorhydrate d'ammoniaque et de chlorure de platine) ; on le lave avec une liqueur saturée de sel ammoniac ; on le sèche et on le calcine dans un creuset jusqu'au rouge. Le sel ammoniac et le chlore du chlorure métallique se volatilisent ; le platine est réduit et reste en masse spongieuse, désignée vulgairement sous le nom d'*éponge de platine*.

C'est Delisle qui, le premier, en 1773, eut l'idée de précipiter le métal de ses dissolutions par le sel ammoniac, et de calciner le précipité.

Jeannety, orfévre de Paris, fut un des premiers qui, vers 1790, sut extraire du minerai de platine un métal susceptible d'être forgé, et qui l'appropria aux usages de la chimie, en le réduisant en fils, en lames, puis en creusets et autres ustensiles de laboratoire. Par là, il contribua à la révolution qui s'opéra dans la chimie analytique, il y a une cinquantaine d'années, les vases de platine permettant l'emploi de procédés sûrs et faciles dont les anciens chimistes n'avaient aucune idée. Jeannety, à l'exemple de Schœffer et de Rochon, fondait son minerai de platine, d'abord lavé, avec de la potasse et de l'acide arsénieux, coulait ensuite son arséniure de platine en plaques peu épaisses, et l'exposait à une chaleur graduée jusqu'au rouge blanc, pour en volatiliser l'arsenic. Il soumettait à l'action réitérée de la chaleur et du marteau la masse poreuse qui restait, afin de la rendre compacte. On a abandonné ce procédé.



*Fig.* 343.

Celui qu'on emploie aujourd'hui a été inventé par Wollaston, qui ne l'a rendu public qu'en 1829 ; il repose sur ce fait curieux, constaté d'abord par Knight, que la mousse de platine peut se forger et devenir malléable par une forte compression, le recuit et le martelage. Voici comment on opère : on broie l'éponge avec de l'eau pour former une bouillie claire qu'on passe à travers un tamis fin. La pâte égouttée est introduite dans un cylindre en fer creux (*fig.* 343), légèrement conique, fermé à l'une de ses extrémités par une petite plaque de fer épaisse, et graissé à l'intérieur. On comprime doucement la pâte, d'abord avec un piston de bois, puis avec un piston en acier, sur lequel ensuite on exerce une grande pression, soit au moyen d'une presse, soit, lorsqu'on agit en petit, à coups de marteau. Le cylindre de platine, obtenu de cette manière, a déjà une grande densité, un fort brillant métallique et assez de cohésion pour sortir du moule sans se rompre. On le soumet pendant un quart d'heure au rouge blanc et on le martele sur une enclume pour en bien souder toutes les parties. En répétant cette double manœuvre pendant une

demi-heure, le lingot de platine est terminé. On peut alors le laminer, l'étirer en fil, comme le fer.

Dès 1818, Bréant, alors vérificateur des essais à la Monnaie, était parvenu, par un procédé qui est resté secret, à rendre le platine parfaitement malléable ; aussi remporta-t-il la médaille d'or à l'exposition de 1819.

En 1859, MM. Deville et Debray ont fait connaître une nouvelle méthode pour le traitement du minerai de platine. Elle repose sur la propriété que possède le plomb de dissoudre tous les métaux de ce minerai, moins le fer et l'osmiure d'iridium. On chauffe donc fortement dans un four à réverbère un mélange de galène et de minerai à poids égaux, on y ajoute une certaine quantité de litharge, et on obtient ainsi un bain métallique au fond duquel se dépose l'osmiure d'iridium et sur lequel nage une scorie plombeuse. On décante le platine plombifère au moyen d'une cuillère de fonte et on le coule dans des lingotières. — On soumet alors cet alliage impur à la coupellation dans les mêmes appareils qui servent à la coupellation de l'argent; toutefois, on opère à une plus haute température et dans un vif courant d'air. Tous les métaux étrangers sont volatilisés ou oxydés et entraînés par l'oxyde de plomb qui s'absorbe dans la coupelle. — Le platine brut est ensuite affiné au moyen du nouveau procédé de fusion qu'ont découvert MM. Deville et Debray.

Ces ingénieux chimistes ont reconnu qu'il est très-facile de fondre le platine en le plaçant dans un creuset en chaux et faisant arriver sur lui la flamme d'un chalumeau alimenté par un mélange d'oxygène et de gaz d'éclairage. En moins d'une demi-heure, on liquéfie aisément des masses de 15 à 20 kilogr. de platine, qu'on peut couler en lingots dans des moules en fonte. Pendant cette fusion, la chaux agit sur toutes les impuretés, fer, cuivre, silicium, etc., et les transforme en composés fusibles qui pénètrent sa substance si poreuse; elle agit comme une coupelle dont la matière purifierait le métal qu'on y fond. — Chaque kilogramme de platine exige, pour sa fusion, 100 litres d'oxygène et quelques centaines de litres de gaz d'éclairage.

Les nouveaux procédés de MM. Deville et Debray sont dès à présent adoptés en France et en Angleterre par les maisons qui travaillent le platine.

D'après M. Debette, la production annuelle du platine serait de 2,150 à 2,300 kil., à savoir :

| | |
|---|---|
| Colombie et Brésil............ | 250 à 300 |
| Monts Ourals................ | 1,900 à 2,000 |
| | 2,150 à 2,300 |

On épure, chaque année, dans le département de la Seine, une quantité moyenne de minerai brut qu'on peut évaluer à 184 kilogrammes, qui, à 325 fr. le kilogramme, représentent une valeur de 59,800 fr. Cette quantité donne environ 129 kilogrammes de platine épuré valant, à raison de 900 fr. chaque, 116,100 fr.

Pur, le platine a une couleur d'un gris d'acier très-clair, approchant du blanc de l'argent. Quoique susceptible d'un beau poli, il n'a pas l'éclat de ce dernier métal ; aussi ne peut-il servir avantageusement comme lui à la fabrication des bijoux. Il est à la fois très-malléable et très-ductile ; il est assez mou pour que les ciseaux le coupent facilement.

C'est le moins dilatable des métaux, aussi sert-il, de préférence à tous les autres, à la fabrication des étalons de poids et de mesures, des pièces d'horlogerie délicates, des thermomètres métalliques. C'est le plus pesant de tous les corps connus.

Il est infusible au plus violent feu de forge, et c'est pour cela qu'il est plus propre que tout autre métal à faire des creusets, des cornues, des vases évaporatoires, des alambics qui peuvent supporter le feu le plus ardent. Mais, comme je l'ai dit plus haut, il fond aisément à la flamme du chalumeau à gaz, et peut être coulé en lingots, à la manière de l'or et de l'argent.

Le platine présente, lorsqu'il a été fondu, des propriétés différentes de celles qu'on lui attribue ordinairement. Il est aussi *doux* que le cuivre, plus blanc que le platine ordinaire, et il n'offre plus cette porosité qu'on rencontre toujours dans ce même métal forgé. Celui-ci n'est, en réalité, autre chose qu'une éponge foulée dont les pores, quoique très-rapprochés, sont cependant faciles à démontrer. Ainsi, quand on verse de l'acide azotique dans un vase en cuivre plaqué en platine ordinaire, l'acide attaque le métal inférieur en passant, évidemment, à travers les pores du platine. Le plaqué mince fait avec le platine fondu ne laisse plus attaquer le cuivre par l'acide azotique.

Le platine, forgé ou fondu, est inaltérable à l'air, à quelque température que ce soit. Il y a bien deux oxydes de platine, mais on ne peut les produire que par des procédés particuliers; ces oxydes, comme ceux de l'or, ne manifestent que fort peu d'affinité pour les acides, et sont très-aisément réductibles.

Il a peu de tendance à se combiner avec les autres éléments, si ce n'est avec le chlore et le phosphore. On ne peut, sans inconvénient, chauffer dans un creuset de platine de l'acide phosphorique ou des phosphates, de l'acide arsénieux ou des arsénites, de l'acide arsénique ou des arséniates, avec du charbon, parce que le phosphore et l'arsenic, mis en liberté, déterminent aussitôt la fusion du métal. Le plomb et beaucoup d'autres métaux produisent le même effet. Il est aussi attaqué par les alcalis et les azotates alcalins, sous l'influence d'une forte chaleur et de l'air. Mais la cause la plus fréquente de la détérioration des creusets de platine des laboratoires, c'est l'action combinée de la silice et du charbon; aussi est-il prudent de renfermer ces creusets, que l'on doit faire rougir, dans d'autres creusets en terre au fond des-

quels on place un peu de chaux vive ou de magnésie caustique, ou d'alumine.

Le platine résiste à l'action de tous les acides, même les plus concentrés, à l'exception de l'eau régale, qui le dissout en le convertissant en bichlorure ou perchlorure, $PtCl^2$, qu'on appelle aussi *chloride de platine*. La dissolution est d'un rouge intense quand elle est concentrée, et jaune quand elle est étendue : elle donne de petits prismes par la concentration et le refroidissement.

C'est en raison de son inaltérabilité par les acides, qu'on a fait du platine une application si avantageuse. On remplace les vases de verre qui servaient jadis à la concentration de l'acide sulfurique par des alambics de ce métal; on en fabrique également des cucurbites pour l'affinage de l'or et de l'argent, et, dans les laboratoires, on en fait des capsules dans lesquelles on peut faire réagir, sur une foule de corps, les acides qui attaqueraient tous les autres vases métalliques.

Malheureusement, le prix élevé du platine limite beaucoup les services qu'il pourrait rendre à l'industrie et à l'économie domestique. Un alambic en platine de petite dimension, pour la concentration de l'acide sulfurique, coûte environ 25,000 fr.

On a frappé et l'on frappe souvent, en France, des médailles en platine pour en assurer la durée. La première fut présentée à l'Institut par le graveur des monnaies Duvivier, en 1799 ; elle était à l'effigie du Premier Consul et avait reçu 2,000 coups de balancier. La Russie a même eu pendant quelque temps une monnaie de platine de 3, 6 et 12 roubles; 870 pouds de platine (14,250$^k$,060) ont été employés à cet usage; mais cette monnaie est maintenant retirée de la circulation. Ce métal fut employé, pour la première fois, en mécanique, dans l'exécution d'une montre présentée, en 1788, à Louis XVI; les axes et les palettes de la roue de rencontre étaient en platine.

On s'est aussi servi du même métal pour faire des *grains de lumière* et des placages sur les bassinets des fusils à pierre, des cuillères destinées à être plongées dans des mélanges acides, comme la *moutarde*, par exemple. Les dentistes le font servir à la confection des bases solides des râteliers. On l'emploie dans l'art du doreur, sous forme de feuilles, pour remplacer l'argent; il en a presque l'éclat et le conserve indéfiniment par suite de son inaltérabilité à l'air. Mais son poids, son peu d'éclat, sa couleur peu avantageuse, l'ont fait à peu près abandonner par la bijouterie.

Quelques-uns de ses alliages peuvent, au contraire, être utilisés dans cet art. Voici, par exemple, deux alliages indiqués par M. Bolzani, qui ressemblent à l'or sous le rapport de la couleur, de l'éclat et de la durée :

I.

| | |
|---|---|
| Platine | 3 |
| Cuivre | 13 |

On modifie ces proportions suivant la couleur qu'on veut obtenir.

II.

| | |
|---|---|
| Platine | 2 |
| Argent | 1 |
| Laiton | 2 |
| Nickel | 1 |
| Cuivre | 5 |

Wagner a introduit dans l'art de l'émailleur un alliage de platine et d'argent résistant parfaitement au feu, et produisant un effet presque aussi utile que celui de l'or; le même alliage a été employé dans les ateliers d'horlogerie fine de Versailles. L'alliage du platine avec le cuivre sert à construire des miroirs de télescopes, qui conservent invariablement leur beau poli. On le fait entrer quelquefois à l'état de feuilles minces dans le corroyage des lames damassées. Enfin, en 1857, M. Chapuis a constaté que le rhodium, allié au platine, forme un alliage qui peut être martelé et laminé sans difficulté, et qui jouit de la merveilleuse propriété d'être complétement inattaquable par l'eau régale. Ainsi s'est trouvé réalisé un des vœux les plus ardents de la chimie pratique.

Sous forme d'éponge ou de masse très-poreuse, vous savez, Messieurs, que le métal dont je vous parle est la partie essentielle de ces petits briquets à gaz hydrogène que nous avons employés plusieurs fois. Vous devez vous rappeler que M. Girard s'est servi très-heureusement d'une toile de platine à mailles et fils très-fins pour communiquer un grand éclat à la flamme du gaz hydrogène obtenu par la décomposition de l'eau. M. Stamm vient de montrer qu'en posant tout simplement un fil de platine à quelques millimètres au-dessus de l'orifice d'un bec de gaz ordinaire, la flamme de celui-ci acquiert un pouvoir éclairant considérable. Le bec qui, avant cette addition, brûlait 140 litres de gaz par heure, n'en consomme plus, en présence du fil métallique, que 92 litres, tout en fournissant la même somme de lumière. Cela tient, d'après M. Grassi, à ce que le fil, en divisant la flamme et en retardant l'écoulement du gaz, provoque une décomposition plus complète de ce dernier, et qu'ainsi il y a au centre de la flamme une plus grande quantité de charbon mis à nu, ce qui nécessairement augmente le pouvoir éclairant.

Le chloride de platine rend, de son côté, des services assez importants. Dans les fabriques de porcelaine, on en recouvre certains vases auxquels on veut donner un lustre métallique intermédiaire entre le blanc d'argent et le gris d'acier. On étend, pour cela, sa dissolution concentrée et mêlée avec de l'essence de lavande sur le vernis de la poterie qu'il s'agit de lustrer, puis on passe la pièce au feu. Le platine paraît avec son éclat métallique;

il est étendu également sur toute la pièce, dont il cache la couleur, et il a pris un poli aussi vif, aussi éclatant que s'il l'eût reçu du brunissoir.

C'est le chimiste prussien Klaproth qui, dès 1793, fit connaître ce nouveau procédé d'orner la porcelaine. Mais le *lustre de platine*, qui a d'abord été très en vogue comme tous les autres lustres métalliques, est maintenant presque oublié.

Depuis 1848, M. Salvetat a trouvé un nouvel emploi du platine divisé dans la peinture sur porcelaine. Il a reconnu que fondu avec des proportions convenables de minium, de sable et de borax, il donne des gris d'un ton fin, bien supérieurs à tous les gris employés jusqu'alors, parce qu'ils sont toujours de même nuance et qu'ils ne modifient pas les autres couleurs qui sont appliquées à côté d'eux. On obtient facilement la poudre de platine destinée à cette application, en précipitant une dissolution de chloride de platine par du sel ammoniac en excès, et chauffant ce précipité jusqu'à volatilisation complète de ce dernier. Le résidu est une poudre grise, qui se laisse facilement broyer et mêler intimement au fondant.

Le chloride de platine peut aussi servir à faire une encre rouge pourpre pour marquer le linge à la place de l'azotate d'argent. On écrit sur le linge, imprégné d'abord d'une solution gommée de carbonate de soude (12 gr. de carbonate de soude et de gomme pour 45 gr. d'eau), avec une dissolution de platine formée de

| | |
|---|---|
| Bichlorure de platine....... | 4 grammes. |
| Eau distillée............... | 64 — |

Lorsque l'écriture est sèche, on passe sur chaque ligne une plume trempée dans une dissolution faite avec :

| | |
|---|---|
| Protochlorure d'étain....... | 4 grammes. |
| Eau distillée............... | 64 — |

Aussitôt les caractères prennent une belle couleur pourpre, parfaitement inaltérable, et résistent au savon.

Un autre emploi de la dissolution concentrée du chloride de platine, c'est de servir, entre les mains du chimiste, de moyen de distinction entre la soude et la potasse. A chaque instant, dans les fabriques, aussi bien que dans les laboratoires, on a besoin de savoir quel est l'alcali ou le sel alcalin que renferme une liqueur. Quelques gouttes de chloride de platine décident la question. En effet, dans l'eau de potasse ou dans un sel de potasse, ce réactif produit un précipité jaune pulvérulent, qui est un double chlorure de platine et de potassium, fort peu soluble dans l'eau ; tandis que

dans l'eau de soude ou les sels de soude, aucun trouble, et à plus forte raison aucun précipité, ne se forme, tant le double chlorure de platine et de sodium est soluble. Il est vrai que, par cette réaction, on pourrait confondre les sels de potasse avec les sels ammoniacaux, qui précipitent aussi en jaune ; mais le précipité, dans ce dernier cas, se distingue aisément de celui produit dans les sels de potasse, au moyen d'un peu de chaux qui, par sa trituration avec lui, développe aussitôt l'odeur vive et pénétrante de l'ammoniaque caustique.

Dans les laboratoires, on tire encore un autre parti du chlorure de platine. En faisant bouillir sa dissolution, dans un grand ballon de verre, avec du carbonate de soude et du sucre, on en précipite du platine dans un état de division extrême, sous la forme d'une poussière d'un noir de suie; c'est ce qu'on appelle le *noir de platine*, qui possède, à un bien plus haut degré que l'éponge de platine, certaines propriétés curieuses dont je vous ai déjà dit quelques mots.

Ainsi, ce *noir de platine* condense les gaz avec force, et dans une proportion énorme, puisque M. Liebig l'a vu absorber jusqu'à 745 fois son propre volume d'hydrogène. Cette absorption est toujours accompagnée de chaleur, qui peut, dans certains cas, s'élever jusqu'au rouge. Il provoque subitement l'inflammation des gaz combustibles dans l'air, et la moindre parcelle produit l'explosion des mélanges gazeux détonants. — Il enflamme la vapeur de l'esprit-de-vin, et quand on l'humecte de ce liquide, en le tenant au contact de l'air, il le transforme rapidement en vinaigre. — Il détermine la combustion du papier et des corps organiques sur lesquels on le chauffe légèrement. — Enfin, il est l'agent provocateur d'une foule de réactions curieuses entre des corps qui restent inertes hors de son contact, et sans que pour cela le *noir* change de nature, perde ou augmente de poids, ou subisse, en un mot, la moindre modification.

L'éponge, les feuilles, les fils et même les masses de platine forgé opèrent de même, mais avec une énergie de plus en plus faible. Le platine fondu et travaillé au marteau est, sous ce rapport, aussi actif que le platine obtenu par l'agrégation de sa mousse. Voici une expérience curieuse qui met bien en évidence cette propriété extraordinaire qu'a ce métal de condenser les gaz à sa surface et de rougir par leur contact.

Chauffez au rouge un creuset de platine, en le plaçant au-dessus d'un bec alimenté par ce mélange d'air et de gaz d'éclairage qu'on emploie si fréquemment aujourd'hui dans les laboratoires pour les calcinations. Supprimez la flamme, puis au bout de quelques instants ouvrez de nouveau le bec, mais sans enflammer le gaz qui en sort ; dès que celui-ci arrivera sur le creuset

encore chaud, le métal redeviendra incandescent et restera dans cet état tant qu'il sera frappé par le courant de gaz.

Je rapproche les uns des autres quelques faits analogues pour mettre dans tout son jour cette propriété singulière, qui n'a rien de commun avec les actions chimiques ordinaires.

Thenard père (1), nous a appris que le bi-oxyde d'hydrogène, qu'il a découvert en 1818, offre cette particularité que, mis en contact avec un grand nombre de corps, même à la température ordinaire, par exemple avec les métaux les moins oxydables et réduits en poudre, il se décompose tout à coup, quelquefois avec explosion, laisse dégager la moitié de son oxygène et se trouve ramené à l'état de protoxyde ou d'eau ordinaire, sans que le métal, placé au milieu d'un torrent d'oxygène à l'état naissant, en absorbe la moindre quantité.

Le chlorate de potasse n'est décomposé par la chaleur qu'au dessus de + 400°. Ajoutez à ce sel un peu de peroxyde de manganèse, comme l'a fait, le premier, Doebereiner, ou de bi-oxyde de cuivre, ou de peroxyde de fer, à l'instant sa décomposition s'effectue complétement à 100°, sans que ces oxydes métalliques changent de nature. 1/1000 de peroxyde de fer suffit, d'après M. Schœnbein, pour activer la décomposition du sel ; avec 1/200, le dégagement de l'oxygène est beaucoup plus rapide, et la masse entière devient bientôt rouge de feu ; avec 1/30,

---

(1) Thenard (Louis-Jacques), né à la Louptière, près Nogent-sur-Seine, en 1777, était fils d'un simple cultivateur. Il devint l'un des plus célèbres chimistes de notre siècle, et, comme professeur, il a rendu d'immenses services. Successeur du brillant Fourcroy, dont il fut d'abord l'élève et le préparateur, il a contribué, plus que tout autre, à populariser le goût des sciences physiques, et à multiplier les applications de la chimie à l'industrie et aux beaux-arts. Son *Traité élémentaire de chimie* a eu six éditions, et a été traduit dans toutes les langues. Ses travaux de laboratoire ont été nombreux, et il a écrit, depuis 1800, une foule de mémoires de la plus haute importance. Il suffira de citer la découverte du bore, de l'acide sébacique, du bi-oxyde d'hydrogène, des éthers végétaux, l'extraction du potassium et du sodium, ses recherches sur la nature du chlore, des acides fluorique et fluoborique ; sur l'analyse élémentaire des matières organiques, sur le dosage de l'acide carbonique de l'air, sur le bisulfure d'hydrogène, etc., pour donner une idée de son mérite comme savant. Dans l'ordre des applications industrielles, il est l'inventeur d'un procédé ingénieux pour la fabrication de la céruse, de la méthode encore suivie d'épurer les huiles d'éclairage, d'une belle couleur bleue minérale à base de cobalt pour la peinture à l'huile, d'un mastic hydrofuge pour la peinture à fresque, etc. Ce chimiste éminent, dont Vauquelin se glorifiait d'avoir guidé les premiers pas, a été, depuis Cuvier, le promoteur le plus actif et le plus intelligent du développement de nos principales institutions scientifiques. Venu pauvre à Paris, Thenard a laissé à son fils une grande fortune, conquise honorablement par le travail, et le titre de baron que lui octroya Louis XVIII. Il a clos glorieusement sa carrière, en fondant la *Société de secours des Amis des sciences*, à laquelle il donna 20,000 fr., pour sa souscription. Il est mort le 21 juin 1857, après quelques jours de maladie.

l'action est alors tellement vive que le gaz se dégage avec violence et simule une véritable explosion.

Une très-petite quantité d'acide sulfurique transforme, comme vous le verrez bientôt, une très-grande quantité d'amidon en sucre, et après l'expérience, on retrouve la même quantité d'acide aussi intacte qu'avant la réaction.

Une substance organique, qu'on appelle *diastase*, opère la même métamorphose, sans subir la plus légère altération.

La pierre-ponce, cette matière inerte, peut, comme la mousse de platine, déterminer une foule de réactions chimiques entre des gaz qui sont sans action les uns sur les autres, dans les conditions ordinaires et même sous l'influence de la chaleur. Témoin, la vapeur de soufre et d'hydrogène gazeux, qui, en passant sur cette pierre poreuse, échauffée à 400°, fournit de l'acide sulfhydrique en abondance, d'après les expériences de M. Correnwinder, de Lille.

Tous ces faits, que je pourrais multiplier, prouvent donc, Messieurs, qu'il y a des corps dont le simple contact peut provoquer des combinaisons et des séparations chimiques, qu'il serait difficile d'obtenir par les moyens ordinaires. Le célèbre Berzelius a donné à cette action inexpliquée le nom de *force catalytique*, ou de *catalyse* (1), ce qui n'explique rien ; on la nomme plus habituellement aujourd'hui, avec M. Mitscherlich, *phénomène de contact* ou *action de présence*, ce qui ne l'explique pas mieux, mais constate seulement le fait.

Vous voyez, Messieurs, par tout ce qui précède, que le platine est un des métaux les plus précieux. Il est vraisemblable que si les alchimistes l'avaient connu, ils eussent été fort embarrassés de faire un choix entre ce métal et l'or, et d'assigner la première place à l'un ou à l'autre parmi les métaux parfaits.

(1) Du mot grec *catalusis*, qui veut dire *dissolution*.

FIN DE LA CHIMIE INORGANIQUE.

# TABLE DES MATIÈRES.

---

## CHIMIE INORGANIQUE.

I^re^ LEÇON. — **Notions générales.** — Distinction des corps en animaux, végétaux et minéraux. — Molécules, particules, pores. — Cohésion. — État des corps : solides, liquides, gaz. — Distinction des corps en simples et composés. — Éléments métalliques et non métalliques. — De l'analyse et de la synthèse. — Des réactifs. — De la combinaison chimique. — Force qui la détermine : affinité........ 1

II^e^ LEÇON. — **De l'Air.** — De l'atmosphère. — Principales propriétés physiques de l'air. — Pression atmosphérique. — Nature chimique de l'air. — Ses composants : oxygène et azote. — Caractères distinctifs de ces deux gaz. — Dénominations particulières des principaux composés dont l'oxygène fait partie. — Rôles de l'oxygène et de l'azote dans la nature et dans les opérations des arts. 17

III^e^ LEÇON. — **De l'air** (suite). — Étude de l'*acide carbonique*. — Sa manière d'être dans la nature. — Ses propriétés délétères. — Sa préparation. — Moyens de le liquéfier et de le solidifier. — Moyens d'assainir les lieux qui en contiennent........ 34

IV^e^ LEÇON. — **De l'air** (suite). — Humidité constante de l'air atmosphérique. — Des miasmes. — De l'air confiné. — Causes diverses qui vicient l'air. — Moyens de doser l'humidité et l'acide carbonique de l'air. — De la *respiration*. — Principes de ventilation. — Théorie de la respiration et sources de la chaleur animale........ 57

V^e^ LEÇON. — **De l'Eau.** — Manière d'être de l'eau dans la nature : glace, eau liquide, vapeur aqueuse. — Des diverses espèces d'eau liquide à la surface du globe : *Eaux potables*, *non potables* et *minérales*. — Moyens de purifier l'eau : de la distillation ; appareils dans lesquels on l'exécute. — Caractères de l'eau distillée........ 78

VI^e^ LEÇON. — **De l'eau** (suite). — Principales propriétés de l'eau. — Son rôle comme agent chimique. — Composition de l'eau. — Étude de l'*hydrogène*. — Analyse et synthèse de l'eau. — Détails historiques sur la découverte de la nature complexe de ce liquide........ 96

VII^e^ LEÇON. — **Du Soufre.** — Étude du *soufre*. — Son abondance dans la nature. — Ses caractères. — Son extraction et sa purification. — Des allumettes et du briquet ordinaire. — De l'*acide sulfureux*. — Applications nombreuses de ce gaz. — De l'*acide sulfurique*. — Ses deux formes commerciales : *huile*

*de vitriol* et *acide fumant de Nordhausen*. — Acide sulfurique anhydre ou solide ........................................................ 124

VIII$^e$ LEÇON. — **Des acides du soufre** (suite). — De l'*acide sulfhydrique* ou *hydrogène sulfuré*. — Distinction des acides en *oxacides* et *hydracides*. — Action meurtrière de l'acide sulfhydrique. — Applications qu'on a faites de cette action à la destruction des animaux nuisibles. — Étude du *phosphore*. — Circonstances curieuses de sa découverte. — Ses caractères. — *Phosphore rouge*. — Composés qu'il forme avec l'oxygène et l'hydrogène. — Origine des feux follets. — Pâte phosphorée pour la destruction des rats................. 152

IX$^e$ LEÇON. — **Du Chlore**. — Découverte du *chlore*. — Sa préparation dans les laboratoires et les fabriques. — Propriétés physiques et chimiques de cet élément. — Son emploi comme agent de décoloration et de désinfection. — Fumigations de Guyton de Morveau. — Théorie du blanchiment. — Des chlorures de soude, de potasse et de chaux. — Essai des chlorures décolorants ou *chlorométrie*. — De l'*acide chlorhydrique*. — Ses caractères, sa préparation, ses emplois.................................................. 176

X$^e$ LEÇON. — **Des composés de l'Azote**. — Des composés oxygénés de l'azote. — Lois remarquables que suivent les corps dans leurs combinaisons. — *Théorie des proportions multiples; théorie des proportions définies*. — De l'acide azotique. — De l'eau-forte. — De l'acide azoteux. — De l'acide hypoazotique. — Des oxydes de l'azote. — De l'*azoture d'hydrogène* ou *ammoniaque*. — Sa production dans une infinité de circonstances. — Caractères du gaz. — De l'ammoniaque liquide, ou *alcali volatil*. — Ses nombreux emplois dans les arts; fabrication des fausses perles. — Du carbonate d'ammoniaque..... 205

XI$^e$ LEÇON. — **Fabrication de l'acide sulfurique**. — Historique de cette fabrication. — Procédé actuel. — Chambres de plomb. — Concentration de l'acide produit dans les chambres. — Impureté de l'acide commercial. — Sa purification. — Du *Carbone*. — Identité du diamant et du charbon. — Des diverses variétés du carbone. — Du *diamant*; ses caractères remarquables, son extraction, sa taille, son prix. — De la *plombagine* et de ses applications. — De l'*anthracite*.................................................. 236

XII$^e$ LEÇON. — **Du carbone** (suite). — De la *houille*; ses caractères distinctifs, ses variétés, sa composition chimique, ses principales mines. — Du *lignite* et du *jayet*. — Des charbons extraits des matières organiques. — *Carbonisation* et *incinération*. — Charbon de bois. — Charbon moulé de Paris. — Noir de fumée. — Charbon animal et noir d'ivoire. — Recettes pour le cirage. — Coke.................................................. 263

XIII$^e$ LEÇON. — **Du carbone** (suite). — Propriétés physiques des charbons, et en particulier du charbon de bois. — Des propriétés absorbantes, désinfectantes et décolorantes. Applications qui en résultent. — Dépuration des eaux. — Propriétés chimiques du carbone. — Du *gaz oxyde de carbone*. — Vapeurs malfaisantes de la braise et du charbon. — De l'inflammation spontanée des diverses variétés de carbone. — Des composés de l'hydrogène et du carbone, ou des *carbures d'hydrogène*. — Des corps *isomères*.............................. 296

XIV$^e$ LEÇON. — **Du carbone** (suite). — Des *gaz hydrogène carboné* et *bicarboné*. — De leurs applications curieuses. — De l'art de l'*éclairage au gaz*. — Fabrication du gaz de la houille. — Nombreux produits de la distillation de

cette substance. — Du *goudron de houille* et ses emplois. — Du *gaz à l'eau* et du *gaz-platine*. — Du *sulfure de carbone*.......... 323

XV<sup>e</sup> LEÇON. — **Des Phénomènes de la combustion et de la flamme.** — De la *Combustion*. — Théorie de Lavoisier. — Théorie des chimistes modernes. — De la *Flamme*. — Cause de sa production, de son éclat. — Moyens d'en augmenter l'intensité et la chaleur. — Du chalumeau simple. — Du chalumeau de Clarke. — Structure de la flamme. — Pouvoir refroidissant des tissus métalliques. — Découverte de sir Humphry Davy. — De la lampe de sûreté. — Des appareils d'Aldini. — Histoire de l'amiante.......... 351

XVI<sup>e</sup> LEÇON. — **De l'Arsenic et des métaux.** — De l'*arsenic* et de ses principaux composés, acides et sulfures. — Propriétés vénéneuses de cet élément et de toutes ses préparations. — Applications du sulfure d'arsenic à la teinture et à la peinture. — Emploi de l'*arsenic blanc* pour détruire les animaux. — *Arséniate acide de potasse* des indienneurs. — Procédé *chlorométrique* de Gay-Lussac. — Gaz hydrogène arseniqué et *appareil de Marsh*. — Coup d'œil sur l'historique des *métaux* et sur les opinions qui ont été successivement professées à leur égard. — Des alchimistes et de la *pierre philosophale*. Théorie du *phlogistique*. — Découvertes remarquables de sir H. Davy; réduction des radicaux métalliques des *terres* et des *alcalis*.......... 376

XVII<sup>e</sup> LEÇON. — **Des métaux** (suite). — Classification des métaux. — Propriétés générales de ces corps. — Du briquet à gaz hydrogène. — Principes de nomenclature pour les composés des métaux et des métalloïdes. — Action des acides, et spécialement de l'acide azotique sur les métaux. — Applications. — De la gravure sur cuivre. — De l'eau régale et de ses emplois....... 405

XVIII<sup>e</sup> LEÇON. — **Des métaux** (suite). — Des *oxydes métalliques*. — Des *alcalis* et des *terres* de l'ancienne chimie. — Propriétés générales des oxydes métalliques. — Préparation du gaz oxygène. — Procédé de Berzelius et Dulong pour la synthèse de l'eau. — Des *hydrates*. — Des *sels*. — Règles de nomenclature pour ces composés. — Coup d'œil sur l'ancienne et la nouvelle nomenclature. — Généralités sur les sels. — Lois de composition. — De la cristallisation. — De l'eau de cristallisation et d'interposition dans les sels. — Phénomènes qui dépendent de la présence de l'eau dans ces composés. — Des *mélanges frigorifiques*. — Des précipitations et végétations métalliques. — De la décomposition des sels par les acides et par les bases. — De l'action des sels les uns sur les autres. — Manière d'être des métaux dans la nature. — Idées générales sur la structure de l'écorce minérale du globe. — Exploitation des mines. — Extraction des métaux de leurs minerais. — Principales opérations de la *métallurgie*.......... 429

XIX<sup>e</sup> LEÇON. — **Équivalents chimiques ou nombres proportionnels.** — De leur importance et de leur emploi dans la pratique. — De la notation chimique par signes ou *symboles*. — Formules chimiques. — Équations chimiques. — Des *composés métalliques de la première section*. — Des potasses et des soudes du commerce. — Des cendres des végétaux terrestres et marins. — Extraction des sels alcalins des cendres. — De l'*alcalimétrie*. — Des diverses espèces de potasses commerciales.......... 466

XX<sup>e</sup> LEÇON. — **Composés métalliques de la 1<sup>re</sup> section** (suite). — Des diverses espèces de soudes. — Soudes naturelles, et en particulier de la soude de varechs. — De l'*Iode* qu'elle fournit. — Étude de l'*iode* et de ses belles ap-

plications. — Du *Brôme*. — Du *Natron*. — Soudes artificielles. — Préparation des lessives caustiques et des alcalis purs. — Théorie de la caustification. — Des *hydrates* de potasse et de soude. — Extraction du *Potassium* et du *Sodium*. — — Fabrication industrielle du *sodium* ........................ 492

XXI^e LEÇON. — **Composés métalliques de la 1^re section** (suite). — Des bicarbonates, et en particulier du bicarbonate de soude. — Du *Borax* et de ses applications. — De l'*acide borique*. — Du sel marin ou sel de cuisine. — Sa manière d'être dans la nature. — Exploitation des mines de sel gemme, des sources salées et des eaux de la mer. — Composition des eaux de la mer. — Moyen d'en obtenir l'eau douce pour les équipages des vaisseaux....... 525

XXII^e LEÇON. — **Composés métalliques de la 1^re section** (suite). — Des *azotates de potasse et de soude*. — Raffinage du salpêtre. — Des feux d'artifice. — De la poudre à canon. — Époque de sa découverte. — Sa fabrication. — Son essai. — Du *chlorate de potasse*. — Des poudres fulminantes. — Des allumettes chimiques ........................ 553

XXIII^e LEÇON. — **Des composés du Calcium**. — De la chaux vive ou caustique. — Du carbonate de chaux et de ses nombreuses variétés naturelles. — De la lithographie. — Des moyens de reconnaître les pierres gélives. — Des incrustations ou pétrifications par les eaux calcaires. — Préparation de la chaux vive. — Des chaux grasses, maigres, hydrauliques, et du ciment romain. — Du sulfate de chaux. — De l'albâtre blanc. — Fabrication du plâtre. — Nombreux emplois de ce sel dans les arts et dans l'agriculture. — Du stuc. — Des eaux séléniteuses. — Moyen de les purifier. — Inconvénients des eaux calcaires pour l'alimentation des chaudières à vapeur. — Procédés pour y remédier. — Emploi du noir animal pour enlever les sels calcaires à l'eau, et pour assainir les citernes........................ 580

XXIV^e LEÇON. — **Métaux de la deuxième section**. — Du *Manganèse* et de ses oxydes. — Du *caméléon minéral*. — Nombreux usages du peroxyde de manganèse. — Ses variétés. — Essais des manganèses du commerce. — Du *zinc*. — De ses nombreuses applications à l'état métallique et à celui de sulfate. — *Galvanisation* ou *zincage* du fer. — Du *blanc de zinc*. — Sa fabrication. — Son emploi dans la peinture. — *Chlorure de zinc*. — Peinture et mastic de M. Sorel. — *Vert de Rinmann*........................ 614

XXV^e LEÇON. — **Métaux de la troisième section**. — Du *Fer*. — De son abondance dans la nature. — De l'exploitation des minerais de fer. — Fabrication de la fonte et du fer doux. — De la tôle et du fer-blanc. — Du moiré métallique. — De l'acier. — Des oxydes et des sels de fer. — Du sulfate de fer ou *couperose*. — Des pyrites ou persulfure de fer........................ 641

XXVI^e LEÇON. — **Suite des métaux de la troisième section**. — Du *Chrôme*. — Oxyde et acide du chrôme. — Chrômates de potasse et de plomb. — Usages de tous les composés de ce métal comme principes colorants. — De l'*Aluminium* et de l'*alumine*. — Corindon et émeri. — De l'*alun*. — Procédés divers à l'aide desquels on l'obtient pour les besoins de l'industrie. Ses propriétés et ses applications. — Des argiles et des poteries : porcelaine, faïence, vases de grès, briques, creusets, etc. — Terre glaise, terre à foulon, marne, ocres jaunes, rouges et brunes. — Extraction de l'aluminium; ses propriétés et ses applications........................ 676

XXVII^e LEÇON. — **Silice et métaux de la quatrième section**. — De la

*Silice* ou cristal de roche. Ses formes très-variées dans la nature. — Pierres précieuses. — Des silicates ou verres. — Découverte du verre. — Des diverses espèces de verre du commerce. — Fiel de verre. — Trempe du verre. — Verre dévitrifié — Coloration du verre. — De la peinture sur verre. — De l'azur. — Du strass et des pierres précieuses factices. — Des émaux. — De la gravure sur verre et de l'*acide fluorique* qui sert pour cet objet. — Des silicates alcalins. — Verre soluble. — Nombreuses applications des silicates de potasse et de soude. — *Métaux de la 4e section*. — De l'*Étain*. — De ses oxydes et chlorures. — Du *sel d'étain* et de l'*oxymuriate* des fabriques. — Théorie des rongeants par le sel d'étain sur les tissus teints en *solitaire*. — De l'étain de vaisselle et autres alliages de l'étain. — De l'*Antimoine* et de ses oxydes, sulfure et chlorure. — De ses nombreux alliages. — Poudre d'Algaroth............ 705

XXVIIIe LEÇON. — **Métaux de la cinquième section** — Du *Cuivre;* ses nombreuses espèces minérales. — Extraction de ce métal. — Ses propriétés vénéneuses. — Formation du *vert-de-gris* à la surface des vases de cuivre. — Oxydes de cuivre. — De l'*eau céleste* des pharmacies. — Des sels de cuivre et principalement du sulfate ou *couperose bleue*. — Des alliages du cuivre : *Laiton, bronze, cuivre blanc*, et *maillechort*. — De la fabrication des épingles. — *Clinquant* et *oripeau*. — Du *Plomb;* ses nombreux usages, ses mines, son extraction. — Ses oxydes : *Massicot, litharge, minium*. — De la coupellation. — Des sels de plomb, et spécialement du carbonate ou *céruse*. — Dangers des émanations du plomb et de tous ses composés............................ 754

XXIXe LEÇON. — **Métaux de la cinquième et de la sixième section.** — Du *Bismuth* et de ses alliages fusibles. — Du blanc de fard. — Du *Mercure ;* de ses mines et de son extraction. — *Cinabre* ou sulfure de mercure. — Des principaux composés du mercure : oxydes et sulfure artificiel ou *vermillon*. — Des amalgames. — Sels de mercure. — Des chlorures de ce métal et de leurs applications. — De l'*Argent*, de ses mines et de leur exploitation. — Alliages utiles qu'il forme. — De l'azotate d'argent et de la *pierre infernale*. — De l'*argent fulminant*. — Du chlorure d'argent et de son application à l'argenture des métaux. — Du *doublé* ou *plaqué* d'argent. — Des *nielles*................ 800

XXXe LEÇON. — **De l'or. — Du platine.** — De l'*Or*. — Ses mines et son extraction. — Sables aurifères et rivières qui charrient de l'or. — Du *départ* et de l'*affinage* des alliages d'or et d'argent. — Des alliages d'or employés. — Essai de l'or par la pierre de touche. — Moyen de reconnaître les pièces fausses. — De la dorure des métaux, et notamment du bronze. — Dorure sur porcelaine. — Du *chloride d'or* et de ses usages. — Du *pourpre de Cassius*. — De l'*or fulminant*. — Du *Platine*. — Pays où l'on trouve ce métal. — Procédé à l'aide duquel on extrait le métal du minerai. — *Eponge de platine*. — Précieuses propriétés et avantages des vases de platine. — Du *chloride de platine*. — Du lustre de platine donné aux porcelaines. — Services que rend le chloride de platine, comme réactif, dans les laboratoires — *Noir* de platine et ses curieuses propriétés. — *Phénomènes de contact*.............................. 845

FIN DE LA TABLE DE LA CHIMIE INORGANIQUE.

— Corbeil, typogr. et stéréot. de Crété. —



